QUÍMICA INORGÁNICA


THE LIBRARY OF CONGRESS
1800

QUÍMICA INORGÁNICA

POR

GUILLERMO PATTERSON, Jr., Ch.E., M.Sc., Ph.D.

EX-PROFESOR DE QUÍMICA-FÍSICA EN LA UNIVERSIDAD DE NOTRE DAME,
NOTRE DAME, INDIANA, U.S.A.,
PROFESOR DE QUÍMICA EN LA ESCUELA NACIONAL DE FARMACIA,
EN LA ESCUELA NORMAL DE INSTITUTORAS Y EN EL
INSTITUTO NACIONAL DE PANAMÁ.

PRIMERA EDICIÓN

D. C. HEATH Y COMPAÑÍA, EDITORES

BOSTON NUEVA YORK ATLANTA
CHICAGO SAN FRANCISCO LONDRES

RESOLUCIÓN

por la cual se aprueba esta obra como texto oficial en la República de Panamá.

República de Panamá. — Poder Ejecutivo Nacional. — Secretaría de Instrucción Pública. — Sección II. — Resolución No. 60. — Panamá, 1° de Octubre de 1921.

Visto el informe rendido a este despacho por los miembros del Consejo Técnico acerca de la obra del Doctor Guillermo Patterson, Jr., titulada *Química Inorgánica*,

SE RESUELVE:

Adoptar la obra titulada *Química Inorgánica* de la cual es autor el Dr. Guillermo Patterson, Jr., como texto oficial en los establecimientos de enseñanza secundaria de la República, por recomendación hecha por el Consejo Técnico.

Regístrese, comuníquese y publíquese,

(fdo.) Belisario PORRAS
Presidente de la República.

El Secretario de Instrucción Pública,
(fdo.) Jeptha B. DUNCAN

---

2 B 3

PREFACIO

La presente obra se complementa con otra del mismo autor titulada *Manual de Química Experimental*, que fué editada por el Gobierno de Panamá en 1920 y adoptada, lo mismo que ésta, como texto oficial para la enseñanza de la química en todos los planteles de enseñanza secundaria de dicha república.

Este modesto trabajo tiene por objeto facilitar la enseñanza de la química teórica, en el menor tiempo posible, por lo que se refiere solamente a los puntos fundamentales de la ciencia y deja a un lado toda consideración matemática.

A pesar de ser esta obra tan condensada como lo permite la materia, presenta todos los últimos conocimientos químicos y todas las teorías modernas asimilables por alumnos de segunda enseñanza. Hay, naturalmente, teorías y explicaciones que pertenecen al estudio de la química-física o de la electroquímica que no se tocan en absoluto, porque quedan mejor en cursos universitarios especiales.

El presente curso es general y considera sólo las sustancias inorgánicas, dándole mayor atención a los metaloides que a los metales.

Las teorías que se presentan se estudian en detalle y se ilustran y se aplican con toda la insistencia necesaria para asegurar su comprensión y su uso por parte del alumno. De intento se repiten varias veces aquellas cosas que deben aprenderse bien, pues once años de experiencia en la enseñanza de la química han convencido al autor de que la repetición constante y en lugares adecuados es el único camino recto hacia el éxito. Es imposible repetir todo lo que se debería repetir o repetirlo el número de veces que se debería, porque el libro se haría muy voluminoso; pero se han hecho frecuentes referen-

cias a páginas del mismo texto para que el profesor haga que el alumno repase en el momento oportuno todo aquello que se relaciona entre sí.

Había falta absoluta de un texto en español, a propósito para la enseñanza de la química en los liceos y escuelas normales e industriales de Centro y Sud América. La mayor parte de los textos en español que cayeron en manos del autor eran muy extensos, otros pecaban por deficientes, y algunos contenían aseveraciones reñidas con los últimos descubrimientos. Otro defecto de muchos era que estaban escritos en un lenguaje demasiado cansado e incomprensible para el alumno.

El autor cree que ha logrado hacer un libro de las dimensiones convenientes y que lo ha escrito con la mayor sencillez. A pesar de esa creencia se recibirán con beneplácito todas las observaciones que los profesores que usen el texto crean conveniente hacer y se tendrán en cuenta para la segunda edición.

El autor no pretende originalidad en la confección de este libro, puesto que un libro de texto no se presta a originalidades; antes bien, declara con toda sinceridad que le han servido de base para la confección de esta obra los libros que se expresan más adelante de los cuales ha insertado casi *verbatim* cuadros, grabados, descripciones de experimentos y de sustancias, enunciación de leyes, teorías, etc. El autor manifiesta, pues, su agradecimiento hacia los autores de las obras siguientes: Charles L. Bloxam, "Chemistry"; W. Simon, "Manual of Chemistry"; Ernst. von Meyer, "History of Chemistry"; Albert E. Leach, "Food Inspection and Analysis"; L. C. Newell, "Inorganic Chemistry"; J. Holleman, "Text-book of Inorganic Chemistry"; Edward S. Dana, "Text-book of Mineralogy"; A. Smith, "General Chemistry for Colleges"; A. Maillard, "Tratado Elemental de Química"; Wilhelm Ostwald, "The Fundamental Basis of Chemistry"; Harry C. Jones, "The Elements of Physical Chemistry"; Frederick Soddy, "The Chemistry of the Radio-Elements"; Harry C.

Jones, "Electrical Nature of Matter and Radioactivity"; T. C. Chamberlin and R. D. Salisbury, "Geology" y A. Rogers and A. B. Aubert, "Industrial Chemistry", y agradece muy especialmente la amabilidad del profesor Lyman C. Newell quien le facilitó además, espontánea y desinteresadamente, de su colección particular, los retratos de Bunsen, Ostwald, Thomson y otros que aparecen en el texto.

También se complace el autor en manifestar públicamente su agradecimiento a su esposa, Sra. Angélica Ch. de Patterson, y al señor José Padín, Jefe del departamento hispanoamericano de D. C. Heath & Cía, por la eficaz ayuda que le han prestado en la corrección de pruebas y la preparación de los originales para la imprenta.

Panamá, Abril de 1922.

GUILLERMO PATTERSON, JR.

ÍNDICE DE MATERIAS

SEGUNDA PARTE

Los Metaloides

TERCERA PARTE

Los Metales

QUÍMICA INORGÁNICA

I. CURSO INTRODUCTORIO

CAPÍTULO I

DIVISIÓN DE LAS CIENCIAS

1. Importancia de la ciencia. — El saber humano comprende muchos ramos que algunos dividen en *clásicos* y *científicos*. En los primeros trabajan la memoria y la imaginación más que el entendimiento y en los segundos, si bien es cierto que estos dones juegan un papel importante, se desarrollan también algunas otras facultades como la de observar, de investigar, etc. La ciencia se divide en *especulativa* y en *experimental*, llamadas también *ciencia pura* o *teórica* y *ciencia aplicada;* así, pues, la ciencia tiene un valor intelectual y otro práctico.

El valor intelectual varía con todo conocimiento positivo según sea útil o inútil, grande o pequeño; pero todos los conocimientos encierran una verdad intrínseca y ofrecen un placer de investigación y un gran provecho mental con su adquisición. El amor a la verdad por sí misma es un imán poderoso que arrastra tras sí a todos los entendimientos cultivados y constituye el hermoso ideal que, en los nobles esfuerzos de la humanidad para alcanzarlo, da origen a los descubrimientos científicos y amplía el horizonte de nuestros conocimientos. El amor a la ciencia llega a ser a veces una pasión tan absorbente que en su exclusivismo,

en su sed de verdad pura, desecha toda idea de aplicaciones y sólo aspira a explicar las leyes de la naturaleza, proporcionando al descubridor una satisfacción que sólo puede imaginarse quien la ha experimentado.

El valor práctico se deriva de estos descubrimientos, aplicando los conocimientos teóricos al mejoramiento de las necesidades humanas y al adelanto de las artes y de las industrias. Es ciencia práctica todo lo que puede guiarnos por el sendero más corto para obtener el fin deseado o que de alguna manera influye en el bienestar humano. La ciencia práctica es sinónimo de eficiencia, de economía, de energía, de mayor rendimiento, de civilización.

2. División de las ciencias. — El estudio de un grupo determinado de fenómenos se llama *ciencia*. De acuerdo con esta definición, las ciencias se dividen en *naturales*, *físicas* y *sociales* o *políticas*.

Las ciencias naturales estudian los fenómenos relacionados con la naturaleza en general y en particular con los seres vivientes. Algunas personas incluyen entre las ciencias naturales las llamadas *físicas*. Son ciencias naturales: la *zoología*, la *botánica*, la *medicina*, etc.

Las ciencias físicas estudian los fenómenos conectados con los cambios de la materia, sus propiedades y las relaciones que existen entre unos y otros. Son ciencias físicas: la *física*, la *química*, las *matemáticas*, la *astronomía*, etc. Las ciencias físicas reciben también el nombre de *filosofía natural*.

Las ciencias políticas o sociales estudian al hombre como sér pensante y sus costumbres. Son ciencias políticas: la *sociología*, el *derecho*, la *eugenesia*, etc.

Una división definida de las ciencias no existe. Las ciencias todas están íntimamente ligadas y sus campos se

confunden de tal modo que se tiene como arbitraria la división que se les ha dado. Así la digestión es un proceso químico y la alimentación que resulta de él está considerada generalmente como un proceso biológico. Las costumbres de un individuo se consideran como un asunto sociológico y son el resultado de su constitución fisiológica. Aquí vemos las ciencias todas entrelazadas tan íntimamente que parece como que las unas dependen de las otras. La química y la física son las ciencias que tienen más puntos de contacto.

3. Propiedades de la materia. — Las sustancias se distinguen por sus *propiedades.* El color, el olor, el sabor, el peso, la dureza y la solubilidad, son propiedades muy conocidas; pero hay muchas otras como los cambios producidos por el calor, la luz y la electricidad y el efecto de las diferentes clases de materia unas sobre otras.

Hay propiedades *físicas*, *químicas* y *físico-químicas:* el color, el poder de atacar a otra sustancia y el de disolverse en agua respectivamente, son ejemplos.

4. Química y física. — La química es la ciencia que estudia los cambios atómicos de los cuerpos, llamados *fenómenos químicos.* Los cambios atómicos son permanentes.

La física es la ciencia que estudia los cambios moleculares de los cuerpos, la energía y la materia. Los cambios moleculares son transitorios.

5. Cambios físicos y cambios químicos. — Los fenómenos físicos son cambios pasajeros que no alteran ni la naturaleza de la materia, ni el peso del cuerpo. El agua, al convertirse en hielo, queda siendo agua en otra forma y con sólo aplicarle un poco de calor vuelve a su estado natural. Si en esta operación de congelar y descongelar se llevaran todas las precauciones del caso, se vería que el

peso del agua obtenida al descongelar el hielo sería el mismo que tenía antes de ser congelada.

Los fenómenos químicos modifican de una manera permanente la constitución del cuerpo y dan lugar a nuevos cuerpos de propiedades distintas. Un pedazo de madera al quemarse se convierte en carbón y humo y no vuelve a ser madera nunca más.

CAPÍTULO II

DIVISIÓN DE LOS CUERPOS — LA REACCIÓN QUÍMICA

6. Combinación y mezcla. — Los fenómenos químicos reciben el nombre de *reacciones químicas.* Si el resultado de la reacción es más complejo que cada uno de los cuerpos que entran en ella, hay entonces *combinación química.* Si el resultado de la reacción es más simple que el cuerpo sobre el cual se verificó, hay entonces *descomposición química.* No hay que confundir, sin embargo, la *mezcla* con la *combinación.*

Dos cuerpos sólidos, líquidos o gaseosos pueden mezclarse siempre, cualesquiera que sean las porciones que se tomen de cada uno, y esa reunión que no tiene en cuenta proporciones de ninguna clase, se llama siempre mezcla. Si ponemos limaduras de hierro y flor de azufre en varios pedacitos de papel, variando las proporciones, y luego reunimos estos materiales con una espátula, obtendremos una mezcla en cada caso y en cada caso, también, podremos separarlos otra vez, mecánicamente, por medio de un imán o disolviendo el azufre en sulfuro de carbono.

Si antes de pasar el imán por medio de ellas echamos las porciones de mezcla en tubos de prueba u otras vasijas apropiadas y las calentamos al rojo, veremos que aún después de pulverizadas las porciones que contenían más azufre que hierro, el imán no podrá separar éste. Las porciones que contenían exceso de hierro, sí darán limaduras; pero habrá una parte que no se adherirá al imán.

Esa parte está combinada, es decir, el hierro está íntimamente ligado con el azufre y la fuerza del imán no es lo suficientemente poderosa para separarlos. La combinación hace que las sustancias primitivas pierdan sus propiedades físicas y que el cuerpo resultante tenga propiedades nuevas; esto es, la combinación envuelve una unión de los átomos de los cuerpos componentes. Por eso toda combinación va acompañada de una absorción o de un desprendimiento de calor que no tiene lugar en la mezcla.

7. Cuerpos simples y cuerpos compuestos. — Los cuerpos se dividen en *simples* y *compuestos*. Los cuerpos simples se llaman *elementos*. Los cuerpos compuestos son las *combinaciones*. Los elementos contienen sólo una clase de sustancia y las combinaciones son agrupaciones de elementos. El azufre (S) y el hierro (Fe) son elementos y el sulfuro de hierro (FeS) es la combinación de estos dos elementos, es decir, es un cuerpo compuesto.

Tanto los cuerpos simples como los compuestos están formados por la unión de infinidad de *moléculas*, éstas por la unión de los *átomos* y éstos contienen una gran cantidad de *electrones*.

8. Peso atómico. — Todas las sustancias que existen tienen peso. Los elementos tienen también su peso y unos pesan más que otros. Tomando el peso del hidrógeno como unidad o del oxígeno como 16 unidades, es fácil hacer una comparación del peso de cada átomo de los diferentes elementos con la unidad de peso. Esa comparación nos da la relación o número de unidades que pesa el átomo de un elemento cualquiera.

Ese número de unidades que pesa el átomo se llama el *peso atómico* del elemento. El cuadro que se verá más adelante tiene por base O = 16 unidades; en ese



FIG. 1. — Marie Curie.

caso el H = 1.008 que es casi 1. Al decir, pues, que el azufre tiene un peso atómico de 32 lo que significamos es que un átomo de azufre pesa 32 veces más que uno de hidrógeno.

9. Los elementos. — Los cuerpos como el hidrógeno y el oxígeno no pueden ser descompuestos por ninguno de los medios conocidos. El hierro y otros metales quedan también indivisibles por más que tratemos de descomponerlos en sustancias más simples. Cuerpos de esta especie son sustancias fundamentales. El hierro no contiene más que hierro. Las sustancias que se portan de esta manera se llaman *elementos químicos*. Estos elementos son análogos a las letras del alfabeto, pues así como éstas se juntan en diversas combinaciones para formar las palabras de todos los idiomas, ellos con sus combinaciones forman la infinidad de compuestos que existen en el universo.

Los elementos eran unos ochenta más o menos hasta 1898 cuando el descubrimiento del radio por Marie Curie y el estudio de la radio-actividad proporcionaron treinta más. Hay quizá algunos que no han sido descubiertos. Cada elemento se designa por un símbolo que es la abreviatura de su nombre. Los elementos se dividen en *metales* y *metaloides*.

Los elementos tienen diferentes propiedades características, por lo que se ha hecho un cuadro separándolos en grupos y en familias.

Esta clasificación no se había intentado hasta los tiempos de Scheele (1856) porque hasta entonces el concepto del elemento era puramente filosófico. Se decía antes que los elementos eran la tierra, el aire, el fuego y el agua.

De entonces a esta parte se concibe el elemento como una sustancia simple.

TABLA DE LOS METALES CON SUS SÍMBOLOS Y PESO ATÓMICO

Nombre	Símbolo	Peso atómico	Nombre	Símbolo	Peso atómico
Actinio	Ac	Desconocido	Magnesio	Mg	24.36
Aluminio	Al	27.1	Manganeso	Mn	54.93
Antimonio	Sb	120.2	Mercurio	Hg	200.6
Bario	Ba	137.4	Molibdeno	Mo	96
Bismuto	Bi	208	Neodimio	Nd	144.3
Cadmio	Cd	112.4	Neón	Ne	20.2
Calcio	Ca	40.1	Niobio	Nb	93.5
Cerio	Ce	140.25	Níquel	Ni	58.7
Cesio	Cs	132.9	Nitrón	Nt	222.4
Cobalto	Co	59	Oro	Au	197.2
Cobre	Cu	63.6	Osmio	Os	191
Columbio / Niobio	Cb / Nb	93.7	Paladio	Pd	106.7
Cromo	Cr	52.1	Plata	Ag	107.93
Didimio	Di	145	Platino	Pt	195.2
Dysprosio	Dy	162.5	Plomo	Pb	207.2
Erbio	Er	167.7	Polonio / Radio—F	Pl	210.5
Escandio	Sc	44.1	Potasio	K	39.15
Estaño	Sn	119	Praseodimio	Pr	140.5
Estroncio	Sr	87.6	Radio	Ra	226.5
Europio	Eu	152	Rodio	Rh	103
Gadolinio	Gd	155.57	Rubidio	Rb	85.5
Galio	Ga	70	Rutenio	Ru	101.7
Germanio	Ge	72.5	Samario	Sa	150.4
Glucinio / Berilio	Gl / Be	9.1	Sodio	Na	23.05
Helio	He	4	Talio	Tl	204
Hidrógeno	H	1.008	Tántalo	Ta	181.5
Hierro	Fe	55.9	Terbio	Tb	159.2
Holmio	Ho	163.5	Titanio	Ti	48.1
Indio	In	115	Torio	Th	232.5
Iridio	Ir	193.1	Tulio	Tu	169.4
Iterbio	Yb	173.5	Tungsteno / Wolframo	Tg / W	184
Itrio	Yt	89	Uranio	U	238.2
Kriptón	Kr	83	Vanadio	V	51.2
Lantanio	La	139	Xenón	Xe	130.2
Litio	Li	7.03	Zinc	Zn	65.4
Lutecio	Lu	175	Zirconio	Zr	90.6

TABLA DE LOS METALOIDES CON SUS SÍMBOLOS Y PESO ATÓMICO

Nombre	Símbolo	Peso atómico	Nombre	Símbolo	Peso atómico
Antimonio...	Sb	120.2	Fluor.......	F	19
Argón.......	A	39.88	Fósforo.....	P	31.04
Arsénico.....	As	75	Nitrógeno...	N	14.01
Azufre.......	S	32.06	Oxígeno.....	O	16
Boro........	B	11	Selenio.....	Se	79.2
Bromo.......	Br	79.92	Silicio......	Si	28.4
Carbono.....	C	12	Telurio.....	Te	127.6
Cloro........	Cl	35.45	Yodo.......	I	126.97

Los términos *halógenos*, *efígenos*, *anfotéricos*, etc., indican los primeros esfuerzos hacia la clasificación de los elementos.

Döbereiner fué el primero en llamar la atención, en 1829, hacia la relación del peso atómico de algunos tríos.

$$\begin{array}{llcl} Li = 7 & & & S = 32 \\ & = 16 & & & = 47 \\ Na = 23 & & & Se = 79.2 \\ & = 16 & & & = 47 \\ K = 39 & & & Te = 127 \end{array}$$

Como se ve, entre los miembros de estos grupos hay una relación aritmética perfecta. Él también notó que había otros cuyos pesos atómicos eran casi idénticos:

$$Os = 191 \quad Ir = 193 \quad Pt = 194$$

En 1862 Chancourtois formuló por primera vez la *Ley periódica* de los pesos atómicos: *Que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus pesos atómicos.*

Mendeleeff, químico ruso, también reconoció esto y además formó un cuadro de siete grupos para clasificarlos.

Ramsay agregó a este cuadro el grupo cero, formado por los gases raros de la atmósfera. Le llamó cero porque la afinidad de estos elementos es cero. También se ha formado un octavo grupo.

Los elementos de cada grupo tienen propiedades similares; así es que periódicamente, después de cada seis elementos, si se colocan en el orden de sus pesos atómicos, se presenta uno de propiedades parecidas. Al poner esos elementos unos debajo de los otros ha resultado el cuadro de Dmitri Ivanovitch Mendeleeff, el cual se explicará más adelante.

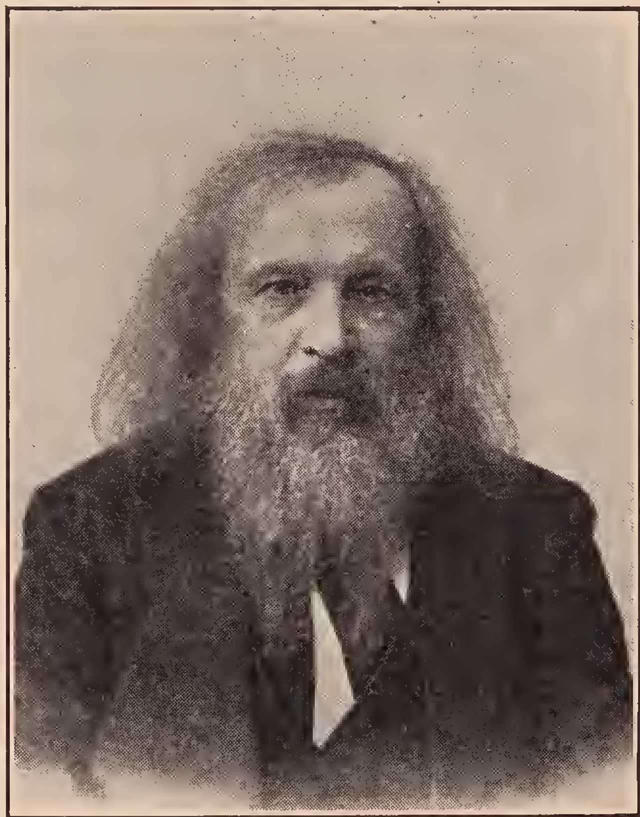


Fig. 2. — Dmitri I. Mendeleeff.

10. La teoría molecular. Una sustancia cualquiera puede comprimirse por medio de la presión. Los gases se comprimen enormemente; los líquidos y los sólidos de modo conmensurable. Este hecho necesita una explicación. La alternativa es la siguiente: que la materia misma se pierde (disminuye su volumen) al ser comprimida y por consiguiente puede llegar a desaparecer si la presión es lo suficiente fuerte para ello, o *que la materia está formada de partículas diminutas e iguales para cada sustancia que dejan grandes espacios vacíos entre unas y otras* y que se acercan más y más con la presión, produciendo por consiguiente

CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE ACUERDO CON LA LEY PERIÓDICA

Grupo	Grupo 0	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
Valencia y Compuestos	E°	$E^{I}Cl$ $E_2^{I}O$	$E^{II}Cl_2$ $E^{II}O$	$E^{III}Cl_3$ $E_2^{III}O_3$	$E^{IV}H_4$ $E^{IV}O_2$	$E^{III}H_3$ $E_2^{V}O_5$	$E^{II}H_2$ $E^{VI}O_3$	EH $E_2^{VII}O_7$	$E^{VIII}O_4$
Períodos									
1	—	H=1	—	—	—	—	—	—	—
2	He=4	Li=7.03	Cl=9.1	B=11	C=12	N=14.01	O=16	F=19	—
3	Ne=20.2	Na=23.05	Mg=24.36	Al=27.1	Si=28.4	P=31.04	S=32.06	Cl=35.45	—
4	A=39.88	K=39.15	Ca=40.1	Sc=44.1	Ti=48.1	V=51.2	Cr=52.1	Mn=54.93	Fe=55.9 Ni=58.7 Co=59
5	—	Cu=63.6	Zn=65.4	Ga=70	Ge=72.5	As=75	Se=79.2	Br=79.92	—
6	Kr=83	Rb=85.5	Sr=87.6	Yt=89	Zr=90.6	Nb=93.5	Mo=96	—	Ru=101.7 Rh=103 Pd=106.7
7	—	Ag=107.93	Cd=112.4	In=115	Sn=119	Sb=120.2	Te=127.6	I=126.97	—
8	Xe=130.2	Cs=132.9	Ba=137.4	La=139	Ce=140.25	Pr=140.5	Nd=144.3	Sa=150.4	—
9	—	Gd=155.57	—	—	—	—	—	—	—
10	—	Tb=159.2	—	Er=167.7	Ib=173.5	Ta=181.5	W=184	—	Cs=191 Ir=193.1 Pt=195.2
11	—	Au=197.2	Hg=200.6	Tl=204	Pb=207.2	Bi=208	—	—	—
12	—	—	—	—	—	—	—	—	—
13	—	—	—	—	—	—	—	—	—
14	—	—	Ra=226.5	—	Th=232.5	—	U=238.2	—	—

una disminución del volumen original sin que disminuya en absoluto la cantidad de materia misma. Es claro que el segundo postulado es el que está más en armonía con nuestra experiencia. El oxígeno a 760 mm. puede ser reducido por medio de la presión a más de un doscientosavos ($\frac{1}{200}$) de su volumen. Eso quiere decir que las partículas del oxígeno se han comprimido de modo que están más cerca unas de otras y que el espacio que había entre ellas ha sido reducido a un doscientosavos ($\frac{1}{200}$) de lo que era antes. Si seguimos comprimiendo o agrupando las moléculas unas con otras, vemos que el gas se convierte en líquido y con mayor presión ese líquido se convierte en sólido y la cohesión puede ejercer su influencia sobre las moléculas. No cabe duda, pues, de que la segunda explicación es la correcta. A esta explicación se le ha dado el nombre de *teoría molecular* y a esas partículas se les ha dado el nombre de *moléculas*. Esta teoría explica, también, la absorción de gases por algunos metales y el por qué cuando disolvemos una sustancia en agua el volumen de la solución no aumenta en una cantidad igual al de la sustancia disuelta. Lo que sucede en el primer caso es que el gas se introduce en el espacio vacío que dejan las moléculas del metal, y en el segundo, que muchas de las moléculas de la sustancia disuelta viajan por entre las moléculas del agua. Esto explica, también, por qué muchas sustancias no se disocian enteramente al contacto con el agua.

11. La molécula. — La molécula es la parte más pequeña de materia que puede existir sin destruir la identidad de la sustancia. La molécula puede considerarse como una esfera o una elipse dentro de la cual hay un sistema perfecto que, según el arreglo que los átomos hayan to-

mado, representa la unidad de ésta o de la otra clase de sustancia. Una molécula del cuerpo humano contiene exactamente los mismos elementos que una de un árbol; pero el arreglo de sus átomos es muy diferente, por lo que son sustancias que no tienen semejanza.

12. Concepto de la molécula. — La molécula es sumamente pequeña; tanto que ningún microscopio puede hacer que la veamos, aunque hay algunos muy poderosos. J. J. Thomson nos da una idea de ella cuando dice que si tomáramos un centímetro cúbico (1 cc.) de aire y lo pudiéramos dilatar al tamaño del edificio más grande de Inglaterra sus moléculas se verían como una infinidad de cabezas de alfileres enterrados en un gran alfiletero. Es decir, una molécula de ese centímetro cúbico de aire tendría entonces, después de aumento tan extraordinario, el tamaño de la cabeza de un alfiler. Esta feliz comparación da una idea bastante exacta del tamaño ínfimo de la molécula.



Fig. 3. — José Juan Thomson.

13. La teoría atómica. — De acuerdo con la teoría molecular la materia está formada de partículas diminutas que tienen la misma composición para cada sustancia. Es casi imposible, por tanto, evitar la deducción de que cada molécula compuesta está formada de modo que figuren en cada una los elementos que forman el compuesto

y que cada una de esas porciones ínfimas de elementos es una entidad perfectamente independiente. A estas nuevas partículas de elementos que entran en la molécula se les ha dado el nombre de *átomos*. Los átomos son las unidades químicas que entran en las reacciones para formar los compuestos. Estas unidades tienen su peso y su valor o fuerza de atracción relativos. La teoría atómica de Dalton podemos enunciarla así: *Las moléculas se dividen en unidades químicas elementales que se llaman átomos.* Los átomos son indivisibles y los de la misma clase son idénticos en masa, material y propiedades.

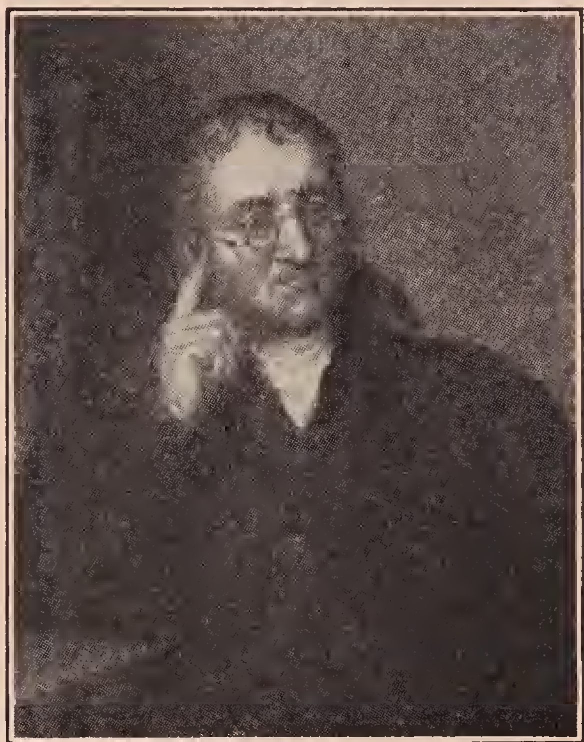


Fig. 4. — Juan Dalton.

14. El átomo. — Siempre se ha definido el átomo como la fracción más pequeña de la materia que puede existir sola. Los últimos estudios del famoso químico suizo Guillermo Ostwald, publicados bajo el título de « La caída del materialismo científico » y las contribuciones del eminente químico inglés J. J. Thomson en sus esfuerzos para probar la naturaleza eléctrica de la materia y otros trabajos de químicos menos notables, han hecho que esta definición, aún cuando puede amoldarse a las nuevas circunstancias, no lleve a la mente científica el concepto que lleva a la mente laica.

15. Concepto del átomo. — J. J. Thomson, partiendo por el principio de que los electrones son cargas electrone-

gativas incorpóreas, supuso que el átomo estaba formado por una esfera uniformemente electropositiva, dentro de la cual los electrones o cargas negativas estaban distribuídas.

Los electrones se mueven a grandes velocidades en órbitas que ocupan una parte relativamente pequeña del átomo. Estos electrones, pues, están a enormes distancias, comparadas éstas con las distancias que ellos y sus órbitas ocupan, como sucede en el sistema solar. Los electrones se suponían repartidos por la esfera positiva de modo que estaban en equilibrio dinámico bajo las fuerzas que actuaban sobre ellos: la atracción de la esfera positiva y la repulsión de los electrones negativos unos con otros. En resumen: cada átomo es una especie de universo pequeño.

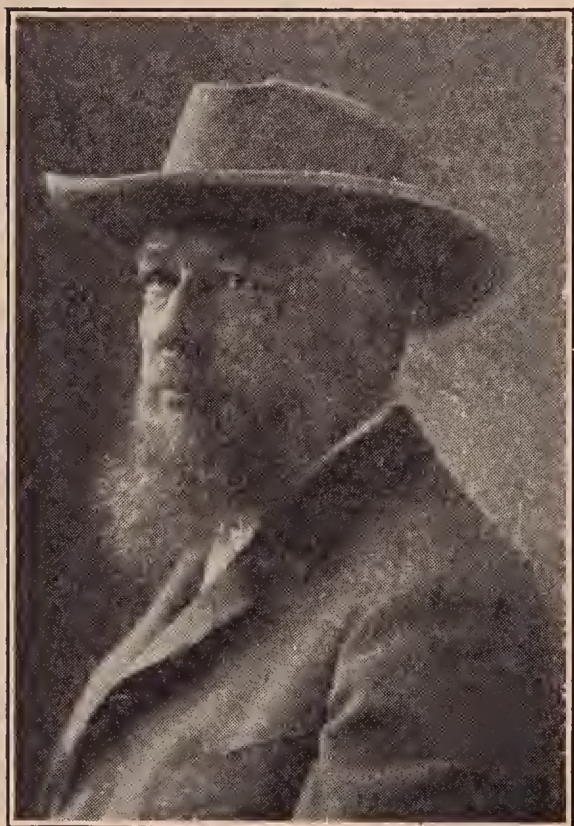


Fig. 5. — Guillermo Ostwald.

Ha sido demostrado, sin embargo, que en vez de existir una esfera electropositiva como pensó Thomson, lo que existe son números iguales o casi iguales de corpúsculos electropositivos y de electrones electronegativos que, al moverse en sus órbitas a grandes velocidades y distancias unos de otros, conservan el equilibrio y por ende la estabilidad del sistema, precisamente por las mismas razones que él adujo. Los últimos trabajos de Millikan han demostrado

que los electrones forman anillos concéntricos de variadas magnitudes donde se mantiene el equilibrio del mismo modo que en el universo.

16. El electrón. — Desde hacía algún tiempo se había notado que al pasar corrientes eléctricas por medio de gases, una parte del átomo, a la que se llamó *corpúsculo*, se separaba de él con carga negativa y que era siempre

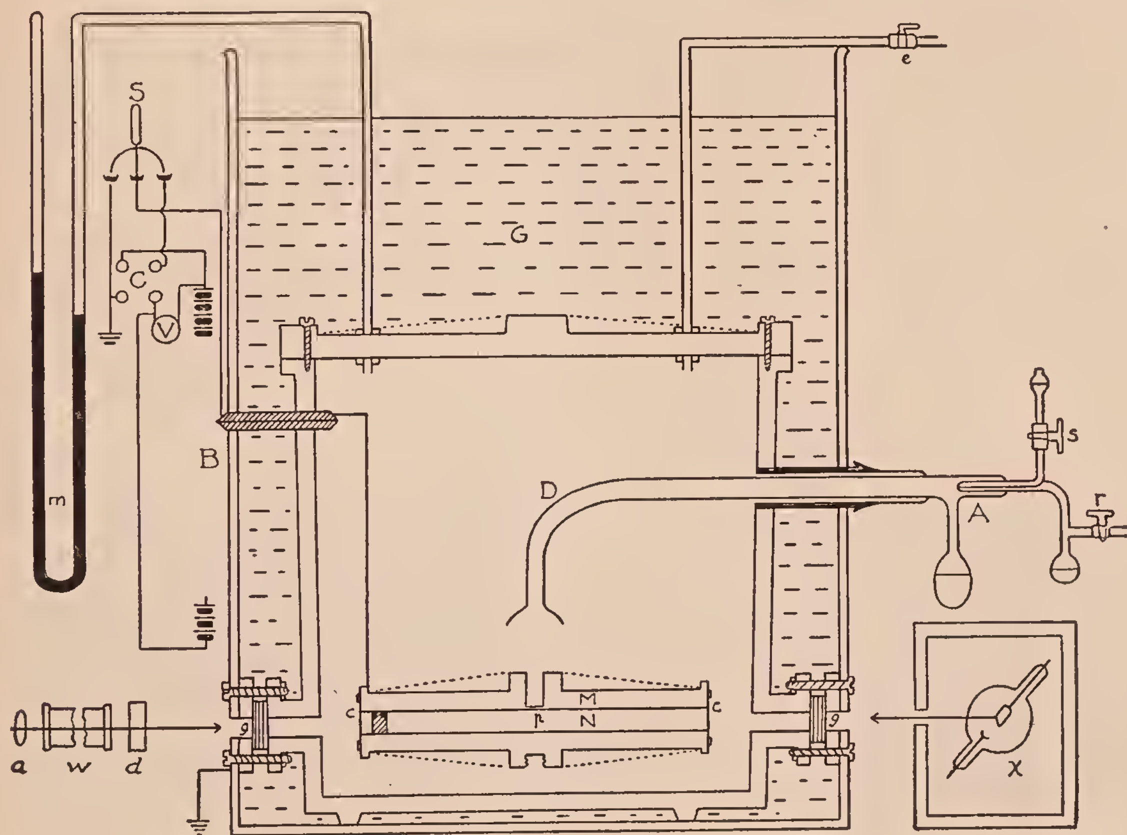


FIG. 6. — Aparato con que Millikan midió el electrón.

de la misma intensidad fuera cual fuere el gas en estudio. El resto del átomo, de donde se separaba el corpúsculo, quedaba con electricidad positiva y recibía el nombre de *ion* positivo. La naturaleza de estos iones positivos era diferente cuando se trataba de gases diferentes, pues eran simplemente los átomos menos el constituyente común a todos ellos, llamado corpúsculo.

Este córpusculo ha sido estudiado por J. J. Thomson y Kaufmann, y este último ha hecho una serie de experimentos para determinar por reflexiones magnéticas y eléctricas los valores de $\frac{e}{m}$ así como sus velocidades. Sus experimentos demuestran que mientras mayor es la velocidad mayor es este valor, por consiguiente menor es la masa; lo que prueba que por lo menos parte de la masa del corpúsculo es de origen eléctrico.

Thomson llegó a la conclusión de que a una gran velocidad toda la masa sería electricidad y basado en esto nos ha dado la siguiente definición del corpúsculo al cual dió el nombre de *electrón*.

El electrón es una carga eléctrica incorpórea que no contiene materia y que viene a ser la unidad primordial de lo que se llama materia. Es, también, la cantidad más pequeña de energía eléctrica, positiva o negativa. Millikan ha medido la fuerza y ha determinado otras propiedades del electrón.

Como hemos visto, pues, los electrones forman los átomos, éstos se juntan por medio de *vínculos atómicos* para formar moléculas y éstas se juntan por medio de la cohesión para formar los cuerpos. La naturaleza del átomo depende del número y arreglo de los electrones. Los átomos son elementos o cuerpos simples. La naturaleza de la molécula depende del número y arreglo de los átomos. Las moléculas son de elementos o de cuerpos compuestos.

17. Concepto de la materia. — Hasta hace pocos años todos entendíamos por materia la sustancia que forma cualquier cuerpo. En conversación ordinaria, no falta quién haya llegado a decir que los cuerpos gaseosos son inmateriales. La palabra materia, pues, nos daba la idea

de una cosa tangible, pesada y visible capaz de existir independientemente. Los legos verán en la definición de átomo un pedacito muy pequeño de esta cosa.

Ostwald en su brillante disertación filosófica ya citada da argumentos poderosos, basados en la naturaleza del electrón, para probar que la materia así concebida, es decir, como *entidad*, es una mera hipótesis.

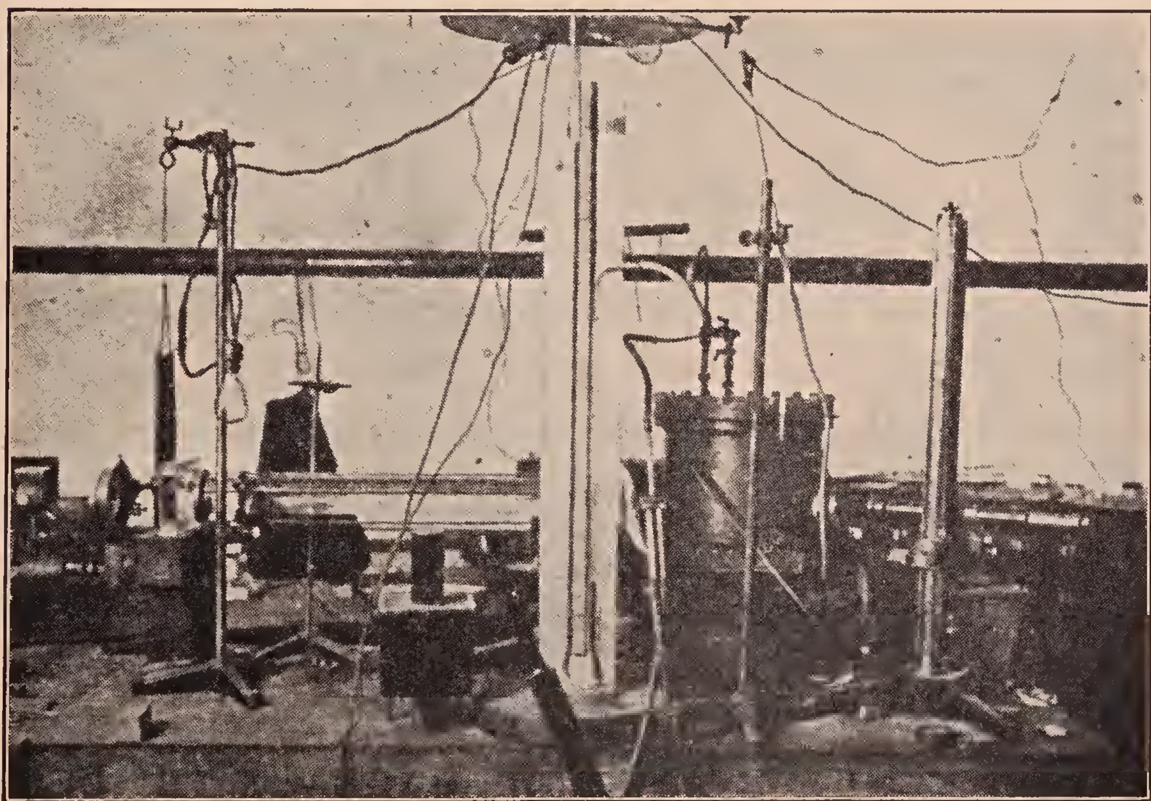


FIG. 7. — Aparato con que Millikan midió el electrón.

Thomson con su sorprendente serie de experimentos que estudian el electrón ha llegado a la misma conclusión.

Efectivamente, si el electrón es una partícula primordial de toda materia y el átomo varía según el número de electrones que contiene y el arreglo de ellos, llegando estas variaciones a formar más de cien clases de materia o elementos distintos, resulta que el átomo formado de electrones tiene que ser de la misma naturaleza que el electrón.

Y ya hemos visto que el electrón es energía eléctrica, por consiguiente el átomo es también energía eléctrica y la molécula formada de átomos químicamente unidos lo es también; y los cuerpos todos formados por esas moléculas en virtud de la cohesión, también son energía eléctrica.

Todo lo que conocemos en el universo son cambios de energía. La materia, como entidad, es, pues, una pura hipótesis y la energía es la única realidad. *Lo que llamamos materia es un aspecto de la energía.* La materia existe exactamente lo mismo que existe el calor o el movimiento, los que son también aspectos de la energía. Cuando se quiere designar la energía en ese aspecto conocido, se usa la palabra *materia.*

Un ejemplo ilustra mejor todo lo dicho. La energía es susceptible a cambios. Así del calor, forma de energía que se desprende al quemarse la madera, se produce el vapor (otra forma de energía) que mueve las volantes; esta energía mecánica (movimiento) se transforma por medio de un dinamo en corriente eléctrica (otra forma de energía); ésta, a su vez, se puede transformar de varios modos; el más conocido del público es el de convertirla en luz (otra forma) que a la vez origina calor que fué la forma en que comenzó. Una serie de transformaciones que la dejan en el mismo estado en que comenzó se llama *un ciclo de energía.* Cada forma de energía por sí sola tiene un ciclo.

Como hemos visto, el calor evapora el agua y la transforma en vapor de agua que es una energía muy conocida y muy usada. El vapor sobrecalentado es un gas perfecto, es decir, su ciclo da un diseño muy parecido al diseño del ciclo teórico. Tenemos, pues, que el vapor es la energía ideal por excelencia. Pues bien, las partículas

invisibles e inmateriales que forman el vapor sobrecalentado se condensan rápidamente al contacto de una superficie fría y quedan convertidas en gotitas muy menudas de agua. En otras palabras, al neutralizarse el agente que la convertía en energía (calor) quedó convertida en materia (agua). De la misma manera al neutralizarse el agente que convierte un electrón en energía (electricidad) dicho electrón queda convertido en materia (parte mínima de un átomo cualquiera).

Es obvio, pues, que la energía puede adquirir también ese aspecto que allmamos materia y que la materia puede transformarse en alguna de las otras formas de energía; por consiguiente, la materia hace parte de un ciclo de energía, lo mismo que el movimiento, la electricidad, el calor, etc.

18. La reacción. — Generalmente un cambio químico va acompañado de otro físico. Cuando el cambio principal es uno químico, se dice que la sustancia ha sufrido *acción química* o que ha entrado en una *reacción química.* Los cambios químicos envuelven dos o más sustancias y se dice que ellas reaccionan o que una *ataca* a la otra o ejerce *acción* sobre ella. La serie de cambios que resulta de la acción de una sustancia sobre otra se llama reacción y se representa por medio de una ecuación formada con los símbolos y las fórmulas de las sustancias que entran en ella.

Ejemplo:

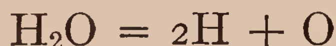


$$Fe + S = FeS$$

Hay cuatro clases de reacciones: *análisis* o separación de los elementos que forman un cuerpo; *síntesis* o reunión de varios elementos para formar un cuerpo; *sustitución*, o como el nombre lo dice, cambio de un elemento por otro

en un compuesto dado; y *metátesis*, que es una doble sustitución o intercambio de elementos.

El agua se separa en sus elementos al pasar por medio de ella una corriente eléctrica. Éste es un ejemplo de análisis. La reacción se representa así:



$$H_2O = 2H + O$$

El sodio se oxida al contacto del aire. Ejemplo de síntesis:



$$2Na + O = Na_2O$$

El ácido clorhídrico ataca al zinc y forma con él una sal que llamamos cloruro de zinc. Ejemplo de sustitución:



$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + 2H$$

El cloruro de sodio ataca al nitrato de plata formando otras dos sales llamadas nitrato de sodio y cloruro de plata. Ejemplo de doble sustitución:



$$NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl$$

CAPÍTULO III

SÍMBOLO — FORMULA — ENERGÍA — VALENCIA

19. Símbolo. — El símbolo, como ya se ha dicho, sirve para representar el elemento. Cada símbolo representa un átomo del elemento a que corresponde. Generalmente se escribe la primera letra del nombre; pero hay varios elementos cuyos nombres comienzan con la misma letra, por lo que se hace necesario emplear más de una. Una C representa el carbono; el símbolo del calcio es Ca; el del cobalto es Co; el del cloro es Cl.

Casi siempre, cuando hay necesidad de usar dos letras, se escriben las dos primeras o la primera y la más prominente. Otras veces se usa la inicial del nombre latino o sus dos primeras letras. La inicial es siempre mayúscula y la segunda letra es minúscula y no se les pone punto final.

CUADRO DE SÍMBOLOS LATINOS

Elemento	Nombre latino	Símbolo	Elemento	Nombre latino	Símbolo
Antimonio	Stibium	Sb	Mercurio	Hydrargyrum	Hg
Cobre	Cuprum	Cu	Potasio	Kalium	K
Oro	Aurum	Au	Plata	Argentium	Ag
Hierro	Ferrum	Fe	Sodio	Natrium	Na
Plomo	Plumbum	Pb	Estaño	Stannum	Sn

Si queremos representar más de un átomo de cualquier elemento se usa un *coeficiente* cuando el elemento está

libre; pero cuando los átomos están en combinación entonces su número se expresa por medio de un *exponente* el cual se escribe al pie del símbolo.

2H significa 2 átomos libres de hidrógeno
7O significa 7 átomos libres de oxígeno
3N significa 3 átomos libres de nitrógeno

Pero H_2 significa 2 átomos de hidrógeno en combinación
N_3 significa 3 átomos de nitrógeno en combinación
O_7 significa 7 átomos de oxígeno en combinación.

20. Fórmula. — Una fórmula es un grupo de símbolos que expresa la constitución de un compuesto. La unión H_2O es la fórmula del agua porque este grupo de símbolos es la expresión más simple de lo que se sabe respecto de la composición de esta sustancia. KCl es la fórmula del cloruro de potasio. Una fórmula representa una sola molécula de la sustancia y para expresar más de una es necesario usar un coeficiente.

2KCl quiere decir 2 moléculas de cloruro de potasio
$7H_2O$ quiere decir 7 moléculas de agua
$3HNO_3$ quiere decir 3 moléculas de ácido nítrico

La fórmula del ácido nítrico indica que un átomo de hidrógeno y uno de nitrógeno están en combinación con tres de oxígeno. A veces dos o más átomos de un compuesto actúan como uno solo, en las reacciones. Esto se expresa a veces encerrando ese grupo de átomos dentro de un paréntesis o separándolo del resto de la fórmula por medio de un punto. La fórmula del sulfato de amonio es $(NH_4)_2(SO_4)$; la del alcohol es $C_2H_5.OH$ porque los grupos C_2H_5 y OH actúan como unidades. El punto se usa especialmente en química orgánica y en mineralogía. Cuando la composición de la sustancia es muy conocida, tanto el paréntesis como el punto se omiten.

Los grupos de átomos que actúan como un solo átomo reciben el nombre de *radicales*. El radical OH se llama oxhidrilo. Los radicales no pueden existir sino en combinación. NO_3, OH, NH_4, son radicales. Cuando un radical se combina con un átomo de mayor poder, y por consiguiente necesita multiplicarse, se encierra en un paréntesis como sucede en la fórmula del nitrato de plomo $Pb(NO_3)_2$. Si se escribiera $2Pb(NO_3)_2$ querría decir que todo ha sido multiplicado por 2, o sea que se han tomado 2 moléculas de nitrato de plomo.

21. La ecuación química. — Puesto que cada elemento se puede representar por un símbolo y cada compuesto por una fórmula es claro que los cambios que tienen lugar entre ellos se pueden indicar por medio de símbolos y fórmulas cuyas relaciones se expresan con el uso de los signos respectivos. Este arreglo es la representación gráfica de la reacción y recibe el nombre de *ecuación química*.

Los signos usados en la ecuación son: *más* (+) e *igual* (=). Las sustancias que entran en el estado inicial de la reacción se llaman *factores* de la reacción y las que hay en el estado final se llaman *productos* de la reacción.

Cuando el magnesio se quema en el aire o en oxígeno, se produce el óxido de magnesio. La ecuación de esta reacción se representa así:



$$Mg + O = MgO$$

Esto quiere decir que cuando el magnesio y el oxígeno reaccionan, un átomo de este metal se une a un átomo de oxígeno para formar una molécula de óxido de magnesio.

El signo + significa en una ecuación química: *unido a, y, con, atacado por*. El signo = significa: *igual a, da, forma, produce*. No todas las sustancias que están presentes

se expresan en una reacción; sólo se escriben las que entran en ella. Además de esta ecuación química común hay ecuaciones iónicas, ecuaciones moleculares, ecuaciones termales y ecuaciones estructurales.

22. Energía librada en la reacción. — Ya hemos visto que todo cambio químico va acompañado de un desprendimiento o de una absorción de calor; en el primer caso se llama *exotérmico* y en el segundo *endotérmico*. Tenemos un ejemplo del primero al combinar el magnesio con el oxígeno, pues si bien es cierto que fué necesario un poco de calor al principio, la reacción continúa después por sí sola. Un ejemplo de la reacción endotérmica lo ofrece la combinación directa del éter con el oxígeno del aire.

También sabemos que el calor es una forma de energía; así pues, cada formación, combustión y neutralización de un compuesto envuelve *calor de formación, calor de combustión y calor de neutralización* según el caso. Este calor no es otra cosa que la *energía química* transformada.

El calor de formación de un compuesto es la cantidad de calor librada o absorbida al formarse el compuesto y es igual a la diferencia entre su calor de combustión y la suma del de sus elementos. Es de advertir que *todos los átomos de todos los elementos tienen la misma capacidad para la energía en forma de calor.* (Esta es la ley de Dulong y Petit.)

El calor de combustión es el que se produce al quemar la sustancia enteramente en oxígeno y es constante para cada sustancia.

El calor de neutralización es el que se produce al neutralizarse un ácido y una base, y es siempre 13,700 *calorías*, o sea, una constante.

La energía que resulta libre en una reacción es igual a la que el compuesto había absorbido al formarse.

23. Transformaciones de energía. — De lo anterior se deduce que cada cambio químico va acompañado de un cambio de energía. Estos cambios de energía son las causas de todas las actividades químicas. Las sustancias reaccionan químicamente en virtud de las diferencias que hay entre ellas en cantidad e intensidad de la energía intrínseca. Debe tenerse en cuenta que *todo cambio químico que tiene lugar sin la intervención de una energía extraña da por resultado la formación del cuerpo que desprende más calor.* Esta es la *Ley del trabajo máximo*, llamada también *Ley de Berthelot.*

Las transformaciones de energía intrínseca en calor constituyen el estudio de la *termoquímica.* El estudio de las relaciones entre la energía intrínseca y la luz, la energía radiante, se llama *fotoquímica.* El estudio de la transformación de energía intrínseca en energía eléctrica o viceversa, se llama *electroquímica.* La velocidad de la reacción y las condiciones de su equilibrio constituyen las materias de estudio de la *dinámica-química* y del *equilibrio químico.*

24. Energía química. — La energía intrínseca de que hemos hablado recibe los nombres de *energía química*, *atracción química*, *afinidad química*, *poder* y *quimismo.* Éste es el factor inmediato de todas las reacciones.

La energía química puede ser transformada en luz, electricidad, calor, etc., y viceversa. Las pilas eléctricas dan electricidad en virtud de la reacción química que tiene lugar en ellas. La luz es el resultado de cualesquiera reacciones violentas, las cuales llevan el nombre genérico de combustión. La combinación de una base con un ácido produce calor.

En cada uno de los cambios de energía que acompañan las reacciones se puede dar cuenta exacta de ella, pues la energía ni se gana ni se pierde.

25. Valencia. — Valencia es el poder que tiene un átomo de un elemento cualquiera para unirse a uno o más átomos de hidrógeno o de otro elemento que se combine directamente con él.

Un átomo puede ser *monovalente, divalente,* etc. según que se combine con uno, dos, etc. átomos de hidrógeno.

26. Explicación del cuadro periódico. —En el cuadro periódico está indicada la valencia de los elementos. Así en el grupo VII, en la familia de los halógenos, se combinan todos con el hidrógeno directamente, es decir, son monovalentes. Las familias correspondientes en los grupos VI y V se combinan con dos y tres átomos de hidrógeno, por lo que son divalentes y trivalentes respectivamente.

Generalmente la valencia de un elemento corresponde al grupo donde se encuentra en dicho cuadro, o a la indicada en él, exceptuando aquellos elementos que además de la valencia mencionada allí tienen otra. Hay algunas excepciones.

27. Elementos electropositivos y electronegativos. — Como se ha visto, la materia es de naturaleza eléctrica y cada átomo consta de corpúsculos positivos y electrones negativos. Si el número de estos electrones fuera exactamente igual, el átomo sería neutral, es decir, no sería positivo ni negativo; pero esto no es posible porque entonces no tendría el poder de atraer o de repeler a los demás átomos y no podría, por consiguiente, unirse en combinación química con ninguno. Es probable que esto suceda con los elementos del grupo cero. Si los electrones negativos están en exceso, es natural que el átomo del

elemento sea electronegativo. Si los electrones o corpúsculos positivos están en exceso, el átomo del elemento será electropositivo. Es lógico suponer que si sólo hay un electrón electronegativo libre, el átomo electronegativo que resulta sea univalente; si dos electrones, divalente, y así sucesivamente. Si el electrón en exceso es electropositivo, el átomo electropositivo que resulta será monovalente; si hay dos, será divalente.

Los elementos electronegativos son generalmente los metaloides, especialmente los gaseosos o líquidos. Algunos metaloides son efígenos.

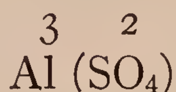
28. Modo de escribir fórmulas y ecuaciones. — Para escribir la fórmula de un compuesto dado, lo primero que debe averiguarse es la valencia de los elementos o radicales que lo forman. Los químicos no necesitan aprenderse de memoria la valencia de cada elemento. Basta recordar la fórmula de algún compuesto común donde ese elemento esté en combinación con algún elemento conocido, como el hidrógeno o el cloro, los cuales valen uno cada uno. Si deseamos averiguar, por ejemplo, la fórmula del sulfato de aluminio, recordamos que los sulfatos contienen el radical SO_4 y que este radical forma parte del H_2SO_4. Es claro que si se junta con el H es porque es negativo, puesto que el H es positivo, y si se necesitan dos átomos de H para formar H_2SO_4 es porque el SO_4 vale dos, puesto que el H vale uno. Entonces escribiremos el esqueleto de la fórmula así:



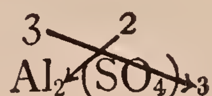
$$Al(SO_4)$$

Ahora nos falta averiguar el valor del Al. Recordemos que el cloruro de aluminio tiene la fórmula $AlCl_3$. Puesto que Cl vale uno y se necesitan tres átomos del Cl para uno del Al quiere decir que vale tres veces menos que el Al

y que el Al vale tres veces lo que el cloro (3 veces Cl), es decir, tiene valencia de tres. Ahora escribiremos las respectivas valencias sobre el esqueleto de la fórmula:

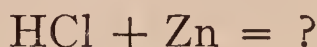


Ahora la valencia del uno se le pone de exponente al otro, es decir, se cruzan los valores:

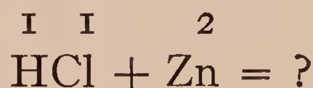


La fórmula del sulfato de aluminio es, pues, $Al_2(SO_4)_3$. Cuando el exponente es uno no se escribe; así la fórmula del cloruro de sodio, en vez de ser Na_1Cl_1 se escribe simplemente NaCl.

Este mismo procedimiento tiene lugar cuando vamos a escribir una ecuación sencilla. Si hacemos reaccionar, por ejemplo, ácido clorhídrico con zinc, escribiremos primero los factores de la ecuación:

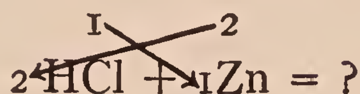


Ahora colocamos la valencia de cada elemento o radical sobre él.



Tomamos en cuenta que el hidrógeno y el zinc son positivos y, por consiguiente, se repelen y no se unen. También consideramos que si el cloro, que es el único negativo, permanece unido al hidrógeno no hay reacción alguna. Deducimos, pues, que el zinc tiene que unirse al cloro para que haya reacción. Quiere decir, pues, que de seguro uno de los productos será cloruro de zinc.

Para hallar los coeficientes de los factores de la ecuación consideramos sólo el zinc y el cloro que son los que se unirán y cruzamos sus valores, es decir, la valencia del uno se la ponemos de coeficiente al otro.



Ahora sólo nos falta balancear la ecuación. Para eso tomamos en cuenta que el número de átomos que entra como factor tiene que figurar en el producto. También consideramos que el zinc se va a unir al cloro y que vale dos, mientras que éste vale uno. Esto quiere decir que quedarán dos átomos libres de hidrógeno, así:



$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + 2H$$

La valencia de los elementos puede hallarse, también, en el cuadro periódico. Cuando el coeficiente es uno no se escribe.

29. Valencia múltiple. — Algunos elementos tienen más de una valencia. Eso quiere decir que la unidad química de ese elemento puede formar compuestos estables con dos o más unidades químicas de otro elemento. Esto no sucede por casualidad ni de manera desordenada. Se rige por una ley natural llamada la *Ley de las proporciones múltiples.*

La unidad química del estaño puede formar dos compuestos diferentes con el cloro. $Sn^{II}Cl_2$ (cloruro estannoso) y $Sn^{IV}Cl_4$ (cloruro estánico). En el primer caso la valencia del estaño es 2 y en el segundo es 4. Este metal actúa del mismo modo hacia otros elementos. Así tenemos una serie de compuestos *estannosos*, SnO, $SnBr_2$, etc., y una serie de compuestos *estánicos* correspondientes: SnO_2, $SnBr_4$, etc.

La valencia múltiple de un radical o de un elemento da origen, por consiguiente, a tantas series de compuestos como valencias tenga. Por regla general el elemento o radical conserva la misma valencia con que entra en una reacción. Si es de valencia menor (oso) como factor de la reacción da en el producto un compuesto de la misma valencia (oso). Pero el estaño y otros elementos son excepciones de esta regla bajo circunstancias especiales.

30. La pila eléctrica. — Volta hizo en 1800 la primera pila eléctrica, que lleva su nombre, pero que se conoce con el nombre genérico de *pila galvánica*. Esta pila, en su forma más simple, consiste en dos metales unidos por un alambre y sumergidos en un líquido que tenga el poder de reaccionar con uno de los metales. Cobre, zinc y agua acidulada con ácido sulfúrico pueden servir para ilustrarla. El zinc desaparece poco a poco y sobre el cobre aparecen burbujas de hidrógeno. La reacción tiene lugar entre el zinc y el ácido del modo siguiente:

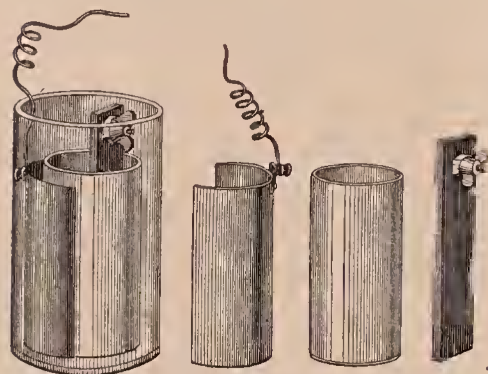
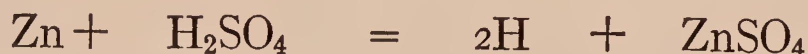


Fig. 8. — Pila de Daniell.



$$Zn + H_2SO_4 = 2H + ZnSO_4$$

Zinc + Ácido sulfúrico = Hidrógeno + Sulfato de zinc

El alambre se electrifica y muestra los efectos de la corriente eléctrica, esto es: se calienta, hace mover una aguja imantada y si se corta el alambre y, sosteniendo un extremo sobre una lima, se frota el otro con ella, produce chispas.

La fuente de la corriente eléctrica es la reacción química que tiene lugar entre el ácido y el zinc. Sin la presencia

del cobre el producto de esta acción química sería calor solamente. A veces se usa carbón en vez de cobre y otros líquidos en vez del ácido sulfúrico.

Varias pilas unidas forman una *batería eléctrica.* Por muchos años las baterías fueron las únicas generadoras de corriente eléctrica y se usan hoy para timbres, teléfonos, alarmas de incendio, automóviles, etc. El dinamo es el que se usa para producir grandes corrientes poderosas como las del alumbrado, el tranvía, etc.

Hay muchas clases de pilas entre las cuales las principales son las de Daniell, de Helmholtz, de Clark, de Weston y de Leclanché. La de Daniell consiste de zinc, sulfato de zinc; cobre, sulfato de cobre. Esta pila tiene cuatro puntos que motivan la fuerza electromotiva: el contacto del zinc y del cobre con sus sulfatos, el de los dos sulfatos y el de los dos metales. La de Helmholtz: zinc, sulfato de zinc; mercurio, cloruro de mercurio. La de Clark: zinc, sulfato de zinc; mercurio, sulfato de mercurio. La de Weston: cadmio, sulfato de cadmio; mercurio, sulfato de mercurio. La de Leclanché: zinc, ácido crómico y carbón.

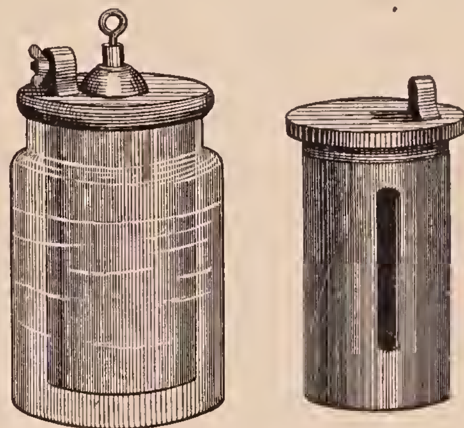


FIG. 9. — Pila de Leclanché.

Las pilas de Bunsen, de gravedad y de Grenet son también de gran importancia y de uso común. Son modificaciones de las anteriores.

CAPÍTULO IV

TEORÍAS Y LEYES

31. Teoría cinemática. — Esta teoría, llamada también del movimiento perpetuo, es un hecho comprobado y de fácil comprensión, puesto que el concepto que tenemos del átomo es de energía y por consiguiente de un centro de actividad o movimiento incesante.

Si los electrones están girando en sus órbitas eternamente, quiere decir que están en movimiento perpetuo y que por ser tan ínfimas esas órbitas y tan rápido ese movimiento, su efecto es el de una pequeña oscilación. Si todos los electrones que forman el átomo vibran a un mismo tiempo y del mismo modo, se tiene que producir una oscilación en el átomo y si todos los átomos oscilan del mismo modo y a un mismo tiempo, todas las moléculas formadas por esos átomos homogéneos vibran también. La vibración es tan rápida que pasa desapercibida, tan ignorada como el movimiento de la tierra.

Como cada electrón tiene su órbita, cada átomo y, por consiguiente, cada molécula, tiene su tiempo y su ritmo particular; por eso no es posible encontrar dos cuerpos diferentes cuyas moléculas vibren en el mismo tiempo y con la misma amplitud.

De aquí podemos formular la teoría cinemática así: *Todas las moléculas de todos los cuerpos están en movimiento rítmico y constante que varía para cada sustancia.* Este movimiento está grandemente restringido por la cohesión.

A menor cohesión corresponde mayor libertad de movimiento o sea mayor amplitud. Viceversa, mientras mayor es la distancia entre las moléculas menor es la cohesión. La tendencia de las moléculas es la de moverse en todas direcciones, es decir, de tener una órbita traslaticia.

32. Teoría de la disociación. — Se dice que se disocia una sustancia cuando se separa o se rompe en dos o más partes. Ya hemos visto que los compuestos constan de elementos unidos en virtud del quimismo o atracción química, llamada afinidad, que existe entre ellos. También sabemos que las cargas electropositivas neutralizan a las electronegativas y que las que quedan sin neutralizar son las que determinan la naturaleza del átomo. Ahora bien, si se encuentran juntos dos átomos de elementos diferentes siendo uno positivo y el otro negativo, es natural que tiendan a neutralizarse, para lo cual es necesario que se unan. Así queda formado el compuesto. Así, pues, las cargas de un compuesto están todas neutralizadas, con raras excepciones; pero si separamos sus componentes, cada uno tendrá una o más cargas sin neutralizar. Estos se llaman vínculos atómicos y no son otra cosa que la valencia del átomo o del radical.

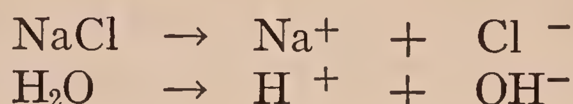
El ácido clorhídrico, HCl, no contiene ninguna carga sin neutralizar; pero si lo dividimos, el hidrógeno tendrá una carga positiva y el cloro una negativa sin satisfacer, las cuales están ávidas de encontrar una carga opuesta con que combinarse.

Las sales, las bases y los ácidos débiles se disocian o separan en sus componentes fácilmente al contacto del agua.

El cloruro de sodio, por ejemplo, se disocia así:



La razón de esta disociación al contacto del agua la encontramos en la teoría cinemática ya explicada. El agua tiene un tiempo y un tamaño de ondas diferentes al cloruro de sodio, y puesto que las ondas y el tiempo no son homogéneos, es natural que no haya armonía y que las moléculas choquen unas con otras al vibrar. Estos choques sucesivos hacen que la molécula se rompa como sigue:



$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$$
$$H_2O \rightarrow H^{+} + OH^{-}$$

Como el agua es fuerte se disocia muy poco mientras que el NaCl se disocia casi por completo. Esta ruptura que, como ya hemos visto, tiene lugar al echar ácidos, sales y bases en agua, se llama *disociación electrolítica* y la explicación de ella que precede es la *teoría de la disociación.*

Los gases también se disocian. Mientras más pequeño es el espacio que ocupa una cantidad determinada de gas, mayor es su concentración o contracción. La temperatura fría también tiende a condensar los gases como lo hace la presión. Si calentamos un gas, entonces es natural que su volumen aumente y si lo seguimos calentando hasta una temperatura lo bastante alta, sus moléculas continuarán separándose y luego se romperán en átomos del elemento, es decir, se disociarán.

33. Valencia del ion. — Cuando un cuerpo se disocia se dice que se ha separado en *iones* (del griego, *viajero*). Estos iones pueden ser átomos o radicales con sus valencias correspondientes. Los metaloides y los radicales SO_4, NO_3, CO_3, SO_3, CN, OH son iones negativos, mientras que los metales, H y NH_4 son positivos. De los primeros el Br, I, F, Cl, y los radicales CN, OH, NO_3, son mono-

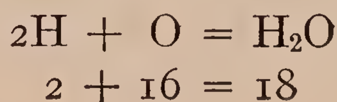
valentes y los metaloides como O, Se, Te, S, son divalentes así como los radicales SO_4, CO_3, SO_3, etc. De los iones positivos los únicos monovalentes son H, los metales Li, Rh, Cs, Tb, Ag, K, Na, a veces Hg, Cu, Au y el radical NH_4. Como se ve de lo anterior, los iones, cuando son átomos solos, conservan el valor que tienen en todo tiempo, y cuando son radicales tienen una valencia igual al número de átomos de hidrógeno con que se juntan para formar el ácido o la base correspondiente.

34. El hidrógeno como unidad. — El hidrógeno se ha tomado como unidad de densidad, de valencia y de peso atómico porque es el gas más ligero que existe y tiene la propiedad de unirse directamente con un gran número de elementos. Hay varios elementos con los cuales no se une; pero éstos se combinan con algunos de los halógenos que son equivalentes a él. En resumen: el hidrógeno es el elemento más conveniente para servir de unidad y por eso se ha tomado como tal.

35. Peso de combinación. — De acuerdo con la ley de las proporciones definidas los átomos se juntan siempre en una misma proporción de peso para formar un mismo compuesto. Ese *peso proporcional del átomo de un elemento que entra en combinación con otro para formar un compuesto* se llama el *peso de combinación* de ese elemento. En la fórmula H_2O hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. El peso atómico del hidrógeno es 1; el del oxígeno es 16. Quiere decir que para cada 2 unidades de peso de H se necesitan 16 unidades de peso de oxígeno; para cada unidad de H se necesitarán 8 de oxígeno. Es claro, pues, que el peso de combinación del oxígeno es 8 para cada 1 de H. El hidrógeno es, pues, la unidad de peso de combinación de los elementos.

Por el compuesto H_2S ($S = 32$) vemos que el peso de combinación del azufre es 16. Podemos definir también el peso de combinación como la *parte proporcional del peso atómico del elemento que se necesita para combinarse con el peso atómico de un átomo de hidrógeno.* Puesto que el H es también la unidad de valencia, podemos hallar el peso de combinación de un elemento dividiendo su peso atómico por su valencia. El del O será $\frac{16}{2} = 8$; el del azufre será $\frac{32}{2} = 16$; el del hidrógeno será: $\frac{1}{1} = 1$; el del cloro será $\frac{35.5}{1} = 35.5$.

36. Pesos moleculares. — El peso molecular de un elemento es generalmente el doble de su peso atómico. Esto es porque de acuerdo con la teoría molecular los cuerpos simples (una barra de hierro, por ejemplo) están compuestos de moléculas. Pero en este caso los átomos que forman cada molécula son iguales, naturalmente; son todos de hierro. Se ha descubierto que cada dos átomos forman una molécula de un elemento en la mayoría de los casos; por eso su peso molecular es el doble del de uno de sus átomos. Una molécula de H se representa así: H_2; una de O así: O_2, etc. Su peso molecular se expresa así: $H_2 = 2$; $O_2 = 32$. Cuando se trata de un compuesto su peso molecular es la suma del peso atómico de todos los átomos que entran en su combinación. El peso molecular del agua será de 18.

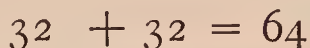


$$2H + O = H_2O$$
$$2 + 16 = 18$$

El del anhidrido sulfuroso será de 64.



$$S + 2O = SO_2$$



$$32 + 32 = 64$$

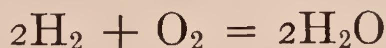
Los pesos atómicos y los moleculares se averiguan cuando las sustancias están en el estado gaseoso.

37. Ecuaciones moleculares. — Basándose en el hecho de que los elementos para formar cuerpos conmensurables se unen por medio de la cohesión, es decir, que son moléculas las que realmente vemos y tocamos, algunas autoridades sostienen que las partes que entran en las reacciones son las moléculas y no los átomos, si bien es cierto que son éstos los que se combinan.

Las ecuaciones que hasta ahora hemos usado son ecuaciones atómicas. Las ecuaciones atómicas que aparecen arriba se expresarán en términos moleculares así:



$$S_2 + 2O_2 = 2SO_2$$



$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Estas ecuaciones concuerdan con la Ley de Gay-Lussac. El resultado de las combinaciones gaseosas es siempre dos volúmenes del gas.

38. Leyes. — La naturaleza toda obedece a leyes que el hombre ha ido descubriendo poco a poco por medio de razonamientos lógicos primero, basado en hechos conocidos, y de experimentos después, para comprobar esas suposiciones. Antes de declararse como ley uno de estos estudios pasa por el estado de *hipótesis* y luego por el de *teoría.* Una hipótesis es una suposición basada en hechos conocidos y relacionados. Una teoría es una serie de razonamientos para explicar algún fenómeno conocido. Cuando se comprueba una teoría por medio de experimentos, es decir, cuando se ve, se palpa y no se puede dudar de las causas de una serie de fenómenos, se promulga la *ley* que los rige.

39. Ley de pesos. — La primera ley que rige las combinaciones químicas se llama la *Ley de pesos* o de la *conservación de la materia* y fué descubierta por Lavoisier, químico francés. Dice así: *La suma de los pesos de los componentes es igual al peso del compuesto.* Esto quiere decir que si juntamos 32 gramos de S y 56 de Fe el compuesto FeS que resulta pesará 88 gramos. También se expresa esto diciendo que los cambios químicos, cualesquiera que sean, dejan inalterable la cantidad de materia que entra en ellos. Si quemamos un fósforo nos parece que desaparece; pero si recogiéramos las cenizas y el humo y los pesáramos veríamos, después de deducir el oxígeno, que juntos pesan lo mismo que pesaba el fósforo antes de quemarse. Esta ley es la base fundamental del análisis cuantitativo.

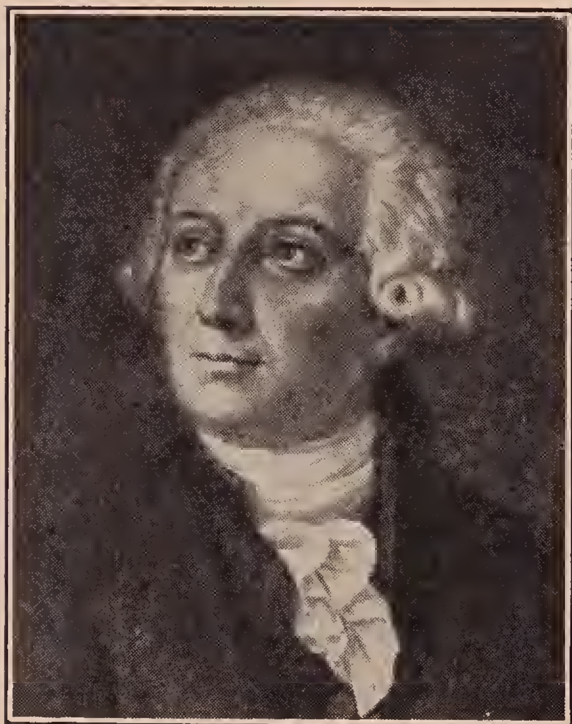


FIG. 10. — Antonio L. Lavoisier.

40. Ley de las proporciones definidas. — Proust, también francés, descubrió la *Ley de las proporciones definidas* que dice: *Cada vez que se juntan dos cuerpos para formar un mismo compuesto, los pesos de los elementos componentes están en una relación definida e invariable.* Esto quiere decir que si juntamos el H con el O, no importa cuáles sean las proporciones en que los pongamos, siempre se juntarán un gramo del primero y ocho del segundo para formar agua.

41. Ley de las proporciones múltiples. — Dalton, quí-

mico inglés, se fijó en que varios compuestos contenían los mismos elementos, pero que a veces uno de ellos variaba. Estudiando el punto descubrió la *Ley de las proporciones múltiples* que formuló así: *Cuando dos cuerpos se unen para formar varios compuestos distintos, permanece fijo el peso de uno de ellos y los diferentes pesos del otro son siempre múltiplos de la cantidad necesaria para formar el primer compuesto.*

Los óxidos del nitrógeno proporcionan un buen ejemplo:

Nombre	Fórmula	N	O
Óxido nitroso....................	N_2O	7	4
Óxido nítrico....................	NO	7	8 (2 veces 4)
Anhidrido nitroso................	N_2O_3	7	12 (3 veces 4)
Peróxido de nitrógeno............	NO_2	7	16 (4 veces 4)
Pentóxido de nitrógeno...........	N_2O_5	7	20 (5 veces 4)

Esta ley, así como la de las proporciones definidas, es una de las fundamentales de la química y ha servido de base a infinidad de adelantos teóricos y prácticos.

42. Ley del volumen de los gases. — José Luis Gay-Lussac, químico francés, enunció en 1808 la *Ley del volumen de los gases* así: *Los gases se combinan en volúmenes que guardan una relación simple entre sí y con respecto al volumen del producto.* Los experimentos han revelado las siguientes relaciones:

Volúmenes de los componentes	Volúmenes de los productos	Relación
1 volumen de cloro......... 1 volumen de hidrógeno.....	= 2 vol. de ácido clorhídrico	1:1:2
2 volúmenes de hidrógeno ... 1 volumen de oxígeno.......	= 2 vol. de agua	2:1:2
1 volumen de nitrógeno..... 3 volúmenes de hidrógeno...	= 2 vol. de amoníaco	1:3:2
2 volúmenes de nitrógeno.... 3 volúmenes de oxígeno.....	= 2 vol. de anhidrido nitroso	2:3:2

Aquí se ve que cualquiera que sea el número de volúmenes de los gases componentes, resultarán dos en el producto, y una relación simple (enteros).

43. Ley de Avogadro. — Amadeo Avogadro, químico italiano, propuso en 1811 la hipótesis que lleva su nombre y que en realidad de verdad debería llamarse la *Ley de Avogadro* puesto que ha sido comprobada muchas veces. Dice así: *En volúmenes iguales de todos los gases, a la misma temperatura y a la misma presión, hay igual número de moléculas.*

De acuerdo con la hipótesis de Avogadro un litro de oxígeno y uno de hidrógeno a la misma temperatura y bajo la misma presión contienen el mismo número de moléculas; pero no sabemos cuántas. Supongamos, sin embargo, que cada uno tiene 1,000 moléculas. Ahora bien, por experimento se sabe que un litro de hidrógeno a 0° C. y a 760 mm. de presión pesa 0.0896 gm. y que uno de oxígeno en iguales condiciones pesa 1.43 gm. Así, pues, 0.0896 y 1.43 conservan la misma relación de uno a diez y seis y puesto que 1,000 moléculas de O pesan diez y seis veces lo que 1,000 de H, una de oxígeno pesará diez y seis veces lo que una de H. De aquí que para averiguar el peso molecular de cualquier gas basta comparar el peso de un volumen determinado con uno igual de hidrógeno.

CAPÍTULO V

NOMENCLATURA

44. Compuestos binarios. — Los compuestos binarios son los que constan de sólo dos elementos y pueden ser: (*a*) que no contengan ni oxígeno ni hidrógeno; (*b*) que sean hidrogenados; (*c*) que sean oxigenados. Los del grupo (*a*) se escriben poniendo primero el elemento positivo y en seguida el negativo y se les nombra agregando la terminación *uro* a éste y nombrando después al otro. Si hay combinaciones de proporciones múltiples, se usan los prefijos *proto*, *bi*, *tri*, etc.

Ejemplos: $NaCl$, cloruro de sodio
FeS, protosulfuro de hierro
FeS_2, bisulfuro de hierro
Fe_2S_3 sesquisulfuro de hierro

Los exponentes pueden ponerse abajo o arriba como se hace en álgebra.

La combinación de dos metales se llama *aleación;* pero cuando uno de ellos es mercurio entonces recibe el nombre de *amalgama.*

Los *binarios hidrogenados* se escriben poniendo primero el hidrógeno y en seguida el metaloide, si el compuesto es ácido. Si no lo es, se escribe el hidrógeno de último. Los primeros son los *hidrácidos* y se les nombra anteponiendo el vocablo *ácido* al nombre del metaloide y cambiando la terminación de éste en *hídrico.* Cuando el compuesto no es ácido sigue la regla de los del grupo (*a*).

Ejemplos: HCl, ácido clorhídrico
HBr, ácido bromhídrico
CH_4, carburo de hidrógeno

Los *binarios oxigenados* son todos *óxidos*. Los óxidos de los metaloides se llaman *anhidridos* y cuando se combinan con el agua producen los ácidos. Se les escribe poniendo primero el otro metaloide y después el oxígeno, y se les nombra anteponiendo la palabra anhidrido al nombre del metaloide y cambiando su terminación en *oso* o en *ico*.

Ejemplo: CO_2, anhidrido carbónico.

Cuando un metaloide forma dos anhidridos, el que contiene menos oxígeno lleva la terminación *oso* y el otro la terminación *ico*. Cuando hay más de dos se usan los prefijos *sub* que quiere decir abajo y *per* o *hiper* que significa sobre, y se les llama óxidos.

Ejemplos: SO_2, anhidrido sulfuroso
SO_3, anhidrido sulfúrico
N_2O, subóxido de nitrógeno u óxido nitroso
NO_2, peróxido de nitrógeno

A los óxidos de los metales se les llama simplemente óxidos y se nombran en seguida los metales que los forman. Se les escribe lo mismo que a los anhidridos. Los óxidos metálicos se dividen en *básicos* y *neutros*.

Son básicos aquellos que, como el óxido de calcio, al combinarse con el agua, forman *hidratos* o *bases*. Los anhidridos son todos óxidos ácidos. Los óxidos metálicos que al contacto del agua no forman ni ácidos ni bases se llaman óxidos neutros.

Cuando los óxidos son muchos se usan los prefijos *proto*, *bi*, *sesqui*, etc.

En ningún caso deben descuidarse los exponentes.

Ejemplos: ZnO, óxido de zinc (neutro)
MnO_2 bióxido de manganeso
Na_2O, óxido de sodio (básico)
Ni_2O_3, sesquióxido de níquel

Algunos óxidos tienen nombres especiales además del que les corresponde de acuerdo con este sistema de nomenclatura. Los de magnesio, calcio, aluminio y bario reciben los nombres de magnesia, cal, alúmina y barita respectivamente.

45. Compuestos ternarios. — Los compuestos ternarios son los que constan de tres elementos uno de los cuales es oxígeno. Se dividen en tres grupos: (*a*) *oxácidos*, que constan de hidrógeno, un metaloide y oxígeno; (*b*) *bases*, que constan de un metal y del oxhidrilo (OH) y (*c*) *sales oxigenadas*, que contienen un metal y un radical compuesto de un metaloide y de oxígeno.

Los oxácidos se escriben poniendo primero el hidrógeno, después el metaloide y por último el oxígeno. Los dos últimos elementos constituyen un radical cuya valencia es igual al número de átomos de hidrógeno con que se junta. Se les nombra anteponiendo la palabra ácido al nombre del metaloide que se combina con el oxígeno y cambiándole la terminación en *ico* o en *oso* según la cantidad de oxígeno que tengan.

Ejemplos: HNO_2, ácido nitroso
HNO_3, ácido nítrico

Los hidratos, hidróxidos o bases se escriben poniendo primero el metal, o el radical NH_4 si se trata de amonio, en seguida el oxígeno y por último el hidrógeno. Los dos elementos finales constituyen el oxhidrilo, el cual debe

ser tomado tantas veces como vínculos atómicos tenga el metal a que va unido. Se les nombra anteponiendo las palabras *hidrato de* al nombre del metal o de la palabra amonio.

Ejemplos: KOH, hidrato de potasio
NH_4OH, hidrato de amonio
$Cu(OH)_2$, hidrato de cobre

Los hidratos se forman al combinarse los óxidos básicos o el amoníaco con el agua.

Las sales oxigenadas se escriben lo mismo que los ácidos correspondientes, pero se pone el metal en vez del hidrógeno. Se les nombra cambiando la terminación del metaloide que va unido al oxígeno en *ato* o *ito*, diciendo en seguida la preposición *de* y el nombre del metal que ha reemplazado al hidrógeno.

Ejemplos: KNO_3, nitrato de potasio, derivado de HNO_3, ácido nítrico
KNO_2, nitrito de potasio, derivado de HNO_2, ácido nitroso

En los ejemplos anteriores se ve claramente que los ácidos terminados en *oso* forman sales terminadas en *ito* y los terminados en *ico* forman sales más oxigenadas terminadas en *ato*.

Muchas veces resulta que en vez de formarse de un oxácido el compuesto ternario conocido con el nombre de sal oxigenada, resulta un compuesto cuaternario que sin dejar de ser una sal oxigenada, lleva el nombre de *sal ácida*. Del ácido carbónico, (H_2CO_3) por ejemplo, puede resultar la sal ácida bicarbonato de sodio $NaHCO_3$; pero si en vez de sustituir un solo átomo de hidrógeno se cambian ambos por sodio, resulta la sal oxigenada ternaria

carbonato de sodio (Na_2CO_3). Por eso se dice que estas sales son *sales neutras* o *normales.*

ESQUEMA DE LA NOMENCLATURA

Compuestos Binarios

(*a*) No oxigenados ni hidrogenados

Mde + Mde Mde + Ml	ter: *uro*	Sulfuro de carbono Sulfuro de hierro
Ml + Ml	amalgama aleación	Plata y mercurio Cobre y níquel

(*b*) Hidrogenados

H + Mde Mde + H	ter: *hídrico* (hidrácido) *uro*	Ácido clorhídrico Carburo de hidrógeno

(*c*) Oxigenados

Mde + O	ter: *ico,* más oxígeno *oso,* menos oxígeno (anhidridos ácidos)	Anhidrido sulfúrico Anhidrido sulfuroso
Mde + O Ml + O	Óxido de nombre del Mde nombre del metal (neutro)	Óxido de nitrógeno Óxido de zinc

Compuestos Ternarios

(*a*) Oxácidos

H + (Mde + O)	ter: *ico,* más oxígeno *oso,* menos oxígeno	Ácido nítrico Ácido nitroso

(*b*) Hidratos o bases

Ml + OH R + OH	Hidrato de nombre del metal nombre del radical	Hidrato de potasio Hidrato de amonio

(*c*) Sales oxigenadas

Ml + (Mde + O)	ter: *ato,* de ácido en *ico* *ito,* de ácido en *oso*	Nitrato de potasio Nitrito de potasio

Explicación del esquema. — *Mde* quiere decir metaloide; *Ml* significa metal; *R* indica radical y *ter,* terminación.

A la izquierda se expresa la composición del cuerpo de una manera abreviada, en el centro se indica la manera de nombrarlo y a la derecha se da un ejemplo de cada compuesto.

CAPÍTULO VI

ÁCIDOS — BASES — SALES

46. Propiedades generales. — La mayoría de los compuestos químicos pertenecen a uno de estos tres grandes grupos, por lo que se hace necesario conocer las relaciones entre los ácidos, las bases y las sales, así como sus propiedades para posesionarse mejor de las materias que forman el estudio de la química.

Los ácidos (del latín *acidus*, agrio) son de sabor agrio. Tienen la propiedad de cambiar el color de varias sustancias vegetales. El tornasol azul, por ejemplo, se vuelve rojo con un ácido cualquiera. También tienen el poder de atacar los carbonatos, formando, con gran efervescencia, anhidrido carbónico.

La mayoría de las bases dan a los dedos la sensación de la lama o del jabón cuando se les toca y son amargas. Tienen la propiedad de volver azul la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. El hidrato de amonio y la soda caústica son bases.

Muchas sales tienen el sabor conocido de la sal común y generalmente no ejercen acción alguna sobre la tintura de tornasol.

47. Ácidos. — Los ácidos más comunes son el ácido clorhídrico, el ácido nítrico, el ácido sulfúrico, el ácido acético, el ácido oxálico, el ácido carbónico y el ácido sulfhídrico. Algunos son gaseosos, otros son líquidos y otros son sólidos. Todos contienen hidrógeno y algunos tienen, además, oxígeno.

Cuando un ácido ataca un metal, éste reemplaza al hidrógeno del ácido y forma la sal de ese metal que corresponde a ese ácido.



$$HNO_3 + Hg = HgNO_3 + H$$

El hidrógeno es el elemento esencial de los ácidos; los demás componentes de estos cuerpos generalmente son metaloides. Casi todos los ácidos son solubles en agua y a sus soluciones se les llama familiarmente ácidos. Los ácidos concentrados son corrosivos y debe tenerse cuidado al usarlos.

Cuando una sustancia vuelve roja la tintura azul de tornasol, se dice que tiene *reacción ácida.* Las más familiares son el vinagre, el encurtido, etc., que contienen ácido acético; la leche agria, que contiene ácido láctico; y el limón, las frutas verdes, etc., que tienen ácido cítrico.

Algunos elementos forman series completas de ácidos. Los del cloro ofrecen un buen ejemplo.

HCl, ácido clorhídrico o hidroclórico = cloruro
$HClO$, ácido hipocloroso = hipoclorito
$HClO_2$, ácido cloroso = clorito
$HClO_3$, ácido clórico = clorato
$HClO_4$, ácido perclórico = perclorato

Algunos ácidos tienen nombres comerciales y familiares; el ácido sulfúrico, por ejemplo, tiene el nombre de *vitriolo;* al clorhídrico, se le llama *ácido muriático* y al carbólico se le llama *ácido fénico.*

Es difícil dar una definición exacta del ácido, pero la más aceptada es la siguiente: *Ácido es un compuesto hidrogenado que ataca a la mayoría de los metales, los cuales reemplazan entonces su hidrógeno totalmente o en parte para formar sales.*

48. Basicidad. — Los ácidos que sólo tienen un átomo reemplazable de hidrógeno, como el ácido nítrico (HNO_3) son *monobásicos*. Los que poseen dos átomos reemplazables, como el ácido sulfúrico (H_2SO_4), son *dibásicos*. Los que contienen tres, como el ácido fosfórico (H_3PO_4), se llaman *tribásicos*. Muchos ácidos orgánicos contienen varios átomos de hidrógeno; pero sólo uno es reemplazable. Es obvio que los ácidos monobásicos sólo pueden formar una clase de sales, mientras que los dibásicos forman dos, los tribásicos tres y así sucesivamente. Este poder variante se llama *basicidad de los ácidos*.

49. Formación de los ácidos. — Los hidrácidos constan de hidrógeno y de un metaloide que generalmente es un halógeno y se forman por la unión directa de los elementos llevada a efecto por una chispa eléctrica, la luz solar, el fuego u otro agente físico.



$$H + Cl = HCl$$

En general, los ácidos se forman al tratar una sal que contenga el radical del ácido que se desea preparar con otro ácido. Este procedimiento es más adaptable a la preparación de los hidrácidos; pero siempre se necesitan temperatura y otras condiciones especiales para que la reacción ocurra como se desea. De la reacción siguiente resulta el ácido clorhídrico:



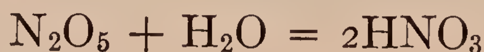
$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$$

y de ésta el ácido nítrico:



$$2NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_3$$

La preparación común de los oxácidos se obtiene haciendo reaccionar el respectivo anhidrido con el agua. Así para el nítrico se tiene:



$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$$

El ácido sulfuroso se forma así:



$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

y el sulfúrico:



$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

50. Bases. — Una de las propiedades químicas de los metales es la de formar bases o hidratos. Las bases más comunes son el hidrato de amonio y los de los metales alcalinos; hidrato de sodio o sosa, hidrato de potasio o potasa. También se usa mucho el hidrato de calcio o agua de cal y el de bario o agua de barita.

Algunos son líquidos y otros son gelatinosos o sólidos; pero a sus soluciones se les da el nombre de hidratos con frecuencia. Todos constan de un metal y del radical OH que, como ya se ha dicho, lleva el nombre de oxhidrilo y se pone entre paréntesis para indicar que actúa como un átomo. Las palabras *hidróxido, hidrato y oxhidrilo* se derivan de la palabra griega *hudor*, agua, y se dice que los hidratos siguen el tipo del agua.

Agua	$H(OH)$
Hidrato de sodio	$Na(OH)$
Hidrato de potasio	$K(OH)$
Hidrato de calcio	$Ca(OH)_2$

Esto quiere decir que podemos considerar los hidratos como agua en la cual el hidrógeno que no forma parte del oxhidrilo ha sido sustituído por un metal.

Los hidratos concentrados son corrosivos y los tres más comunes reciben el nombre de *álcalis*, por lo que se dice que una sustancia tiene *reacción alcalina* cuando vuelve azul la tintura de tornasol enrojecida por el ácido. Los álcalis disuelven la grasa y se usan con frecuencia para limpiar objetos de uso común. Los hidratos de

sodio y de potasio se usan en la fabricación del jabón por su acción sobre las grasas. La propiedad esencial de las bases es la de neutralizar los ácidos.

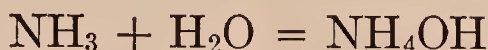
Como en el caso de los ácidos, es difícil dar una definición lacónica y correcta de las bases. La más aceptada es: *Base es un compuesto que contiene un metal o un radical que haga sus veces, unido a un oxhidrilo, y que al neutralizar los ácidos produce la sal correspondiente y agua.*

Hay algunos óxidos que tienen propiedades básicas a los cuales algunos autores llaman también bases; pero es más correcto llamarlos óxidos básicos.

A los hidratos de sodio y de potasio se les llama a veces álcalis *fijos* mientras que al de amonio se le llama álcali *volátil* o *amonia* y frecuentemente se le confunde con el amoníaco.

51. Acidez. — Las bases que sólo tienen un oxhidrilo forman una sola clase de sales y se llaman *monácidas;* las de dos forman dos clases y se llaman *diácidas;* las de tres forman tres y se llaman *triácidas* y así sucesivamente. El hidrato de cobre ($Cu(OH)_2$) es base diácida y el de aluminio ($Al(OH)_3$) es triácida. Este poder se llama *acidez de las bases.*

52. Formación de las bases. — Los álcalis se forman por la unión directa del amoníaco o de los óxidos alcalinos con el agua. Muchos otros hidratos se forman de la misma manera.



$$NH_3 + H_2O = NH_4OH$$



$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

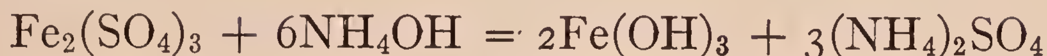


$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

Todos los óxidos que al juntarse con el agua forman un hidrato son óxidos básicos.

Los hidratos también se forman al tratar las sales y

aún algunos metales, bajo ciertas condiciones, con los álcalis.



$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NH_4OH = 2Fe(OH)_3 + 3(NH_4)_2SO_4$$



$$Cu(NO_3)_2 + 2KOH = Cu(OH)_2 + 2KNO_3$$

53. Neutralización. — Neutralización es la serie de cambios químicos que tienen lugar al producirse una sal por la acción de un ácido sobre una base. J. B. Richter llegó a esta definición después de laboriosos estudios.

Cuando un ácido actúa sobre una base, las propiedades características de ambos desaparecen y el producto de la reacción no es ni alcalino ni ácido. Entonces se dice que se han neutralizado esas propiedades. La neutralización sirve de base al análisis volumétrico, pues por un ácido de conocida concentración se averigua fácilmente la cantidad de sustancias alcalinas que existen en la solución de un cuerpo cualquiera, y viceversa.

Cuando el ácido clorhídrico neutraliza al hidrato de sodio resulta la sal de mesa o sal común.



$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

54. Sales. — Cada metal forma una infinidad de sales con los innumerables ácidos que existen y son muchas las que usamos diariamente; pero las más conocidas de todas son el cloruro de sodio o sal de mesa; el bromuro del mismo metal, que se usa en medicina; el bicarbonato; el sulfato (sal de Glauber); algunas sales de magnesio, como el sulfato (sal de Epson) y el citrato; el bicloruro de mercurio (sublimado corrosivo); el nitrato de potasio (nitro) y algunas más. Toda sal está compuesta de un metal y de lo que queda de un ácido después de separar el hidrógeno. Esta parte del ácido puede ser un metaloide, si la sal se deriva de un hidrácido, o un radical que consta de un metaloide y oxígeno, si la sal se deriva de un oxácido.

Hay veces que algunos metales como el zinc y el cromo hacen las veces de metaloides y forman parte de un radical que corresponde a un ácido donde desempeñan el mismo oficio.

La mayoría de las sales son sólidas y solubles en agua. Las que no ejercen acción sobre la tintura de tornasol se llaman neutras; pero hay sales con reacciones alcalinas y con reacciones ácidas. Una sal básica contiene uno o más oxhidrilos, *verbigracia*, $Bi(OH)_2NO_3$

La sal común se llama en griego *halos*. De esta palabra se ha derivado el nombre de *haloides* que se da a las sales que más se parecen a la sal común y a ella misma, y el de *halógenos* a los metaloides que se unen al hidrógeno para formar los hidrácidos clorhídrico, bromhídrico, yodhídrico y fluorhídrico que son los que las producen. Así, pues, los halógenos son el cloro (Cl), el bromo (Br), el yodo (I) y el fluor (Fl); y los haloides son los cloruros, los bromuros, los yoduros y los fluoruros.

Casi todas las sales son cristalizadas y al tomar esa forma retienen un número dado de moléculas de agua cada una. Esa agua se llama *agua de cristalización*. Algunas sales se aferran al agua de cristalización o a parte de ella mientras que otras la sueltan enteramente con el calor. Las sales despojadas del agua de cristalización se llaman *sales anhidras*. Las que pierden al aire parte de esa agua se llaman *sales eflorescentes*, las que absorben más agua del aire húmedo, en la cual se disuelven, se llaman *sales delicuescentes* y las que la absorben sin disolverse en ella y a veces sin demostrarlo, se llaman *sales higroscópicas*.

La definición más aceptada es: *Sal es el producto principal de la reacción entre un ácido y una base el cual consta del metal de la base y del metaloide o del radical del ácido.*

También se dice que *es el producto que resulta al cambiar el hidrógeno de un ácido por un metal.*

55. Formación de las sales. — Ya hemos visto en este capítulo dos de los modos de formación de las sales. Hay cinco.

1°. Por la acción de un ácido sobre un metal.



$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + 2H$$

Además de la sal resulta generalmente hidrógeno libre cuando se usa este método.

2.° Por la acción de un ácido sobre un óxido.



$$H_2SO_4 + Na_2O = Na_2SO_4 + H_2O$$

En esta reacción siempre se forma agua además de la sal.

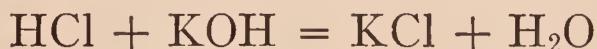
3.° Por la acción de un ácido sobre una sal.



$$2HCl + CaCO_3 = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Cuando la sal es un carbonato, como en este caso, se forma el ácido inestable H_2CO_3 el cual se descompone en seguida en agua y anhidrido carbónico.

4.° Por la acción de un ácido sobre una base.



$$HCl + KOH = KCl + H_2O$$

De toda neutralización siempre resulta agua además de la sal.

5.° Por la acción de una sal sobre otra sal.



$$HgCl + AgNO_3 = AgCl + HgNO_3$$

Aquí hay una metátesis y resultan, por consiguiente, dos sales.

Debe observarse que los ácidos, las bases y las sales mismas ejercen acción sobre las sales. Bertholet ha estudiado estas reacciones y de ellas ha derivado el conjunto de leyes que llevan su nombre y que quedan resumidas en la *Ley del trabajo máximo.*

II. LOS METALOIDES

CAPÍTULO I

LOS ELEMENTOS DEL AGUA

El hidrógeno

Símb. = H Val. = 1 P. A. = 1 P. M. = 2 D = 1

56. Modo como ocurre en la naturaleza. — El hidrógeno libre se encuentra en los gases que salen de los volcanes, de los depósitos naturales de petróleo y del gas del alumbrado. Es uno de los productos de sustancias en descomposición, por lo que se encuentra también, aunque en cantidades muy pequeñas, en la atmósfera. En la atmósfera de muchos otros cuerpos celestes existe en estado libre en grandes cantidades. La del sol está bien cargada y las inmensas lenguas de fuego que se ven proyectar miles de millas en el espacio durante los eclipses no son otra cosa que hidrógeno encendido.

Combinado abunda y está muy repartido en nuestro planeta. Forma parte de todos los vegetales, los animales y de muchos minerales. Constituye la novena parte del peso del agua y en combinación con el carbono forma la interminable serie de los hidrocarbonos o carburos de hidrógeno de los cuales se derivan casi todas las sustancias orgánicas.

57. Historia del descubrimiento del hidrógeno. — Paracelsus, médico suizo, obtuvo el hidrógeno en el siglo XVI por la acción de un ácido sobre un metal. Cavendish demostró en 1766 que es un elemento y lo llamó *aire inflamable*. Lavoisier, en 1783 le dió el nombre que lleva, derivado de las palabras griegas *hudor*, agua, y *gen*, raíz

del verbo engendrar. Hidrógeno, pues, significa « engendrador de agua. »

58. Métodos de preparación. — El hidrógeno, como casi todos los elementos, se prepara de sus compuestos. Hay varios métodos para extraerlo. El agua y los ácidos son los compuestos más usados con ese objeto.

El método de Paracelsus es el más usado en el laboratorio. La reacción tiene lugar entre un ácido y un metal. Los ácidos que se usan generalmente son el clorhídrico y el sulfúrico convenientemente diluídos, y los metales zinc, hierro y magnesio.

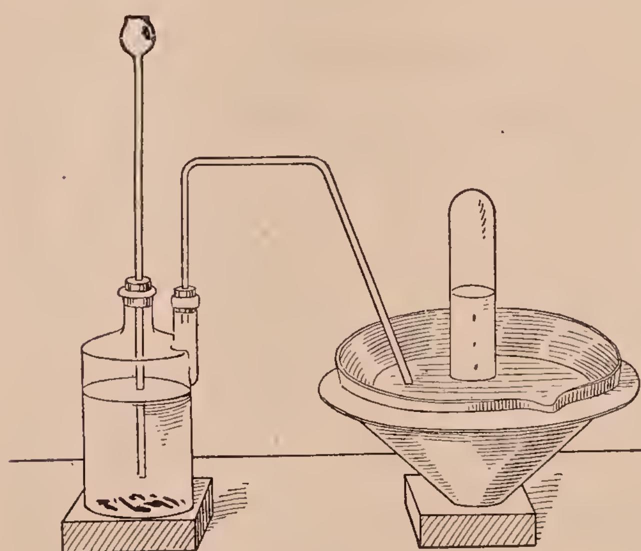


FIG. 11. — Generador de hidrógeno de Paracelsus.

El metal se echa en un generador, se cubre con agua y por un tubo de seguridad se inserta el ácido poco a poco. El hidrógeno se separa del ácido y sale por el tubo conductor hasta la vasija pneumática donde se recoje en un receptáculo apropiado por medio del desalojamiento del agua.

Para llevar a cabo esta preparación deben tomarse algunas precauciones, pues el calor desarrollado en la reacción puede romper el generador o una luz puede encender el hidrógeno el cual, mezclado con el oxígeno del aire, explota con violencia.

La sal que se produce queda en el generador y puede obtenerse por evaporación.

La descomposición del agua por medio del metal sodio tiene lugar cuando ambas sustancias están en contacto. Si el sodio se deja caer en el agua, se funde con el calor de la reacción y circula en la superficie convertido en una perla brillante; pero si el sodio se envuelve en un pedazo de papel de plomo al cual se le hacen unos agujeros, entonces la reacción tiene lugar en el fondo de la vasija con exclusión del aire y sólo se ven las burbujas del gas que suben a la superficie del agua, donde se recojen como en el método anterior.

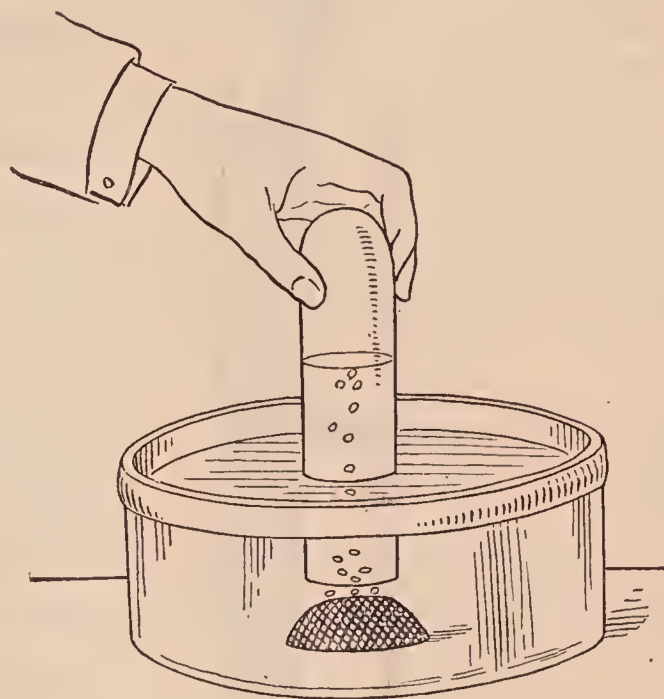
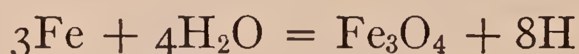


FIG. 12. — Descomposición del agua por medio del sodio.

También se puede descomponer el agua haciendo pasar por ella una corriente eléctrica. Se llena el aparato con el agua que se desea descomponer, la cual ha sido acidulada de antemano, por medio del embudo central del aparato de Hoffmann. Los alambres del tubo se conectan con los polos positivo y negativo de una pila o de un transformador y se cierra el contacto (*switch*). Al cabo de unos minutos se notará que en el tubo del polo negativo hay dos veces más gas que en el otro y si se prueban estos gases se verá que el primero es hidrógeno y que el otro es oxígeno. Este proceso se llama la *electrólisis del agua.*

Otra manera de preparar el hidrógeno es haciendo

pasar el vapor de agua sobre metales calentados hasta las altas temperaturas. A este procedimiento se le da el nombre de proceso de Lavoisier porque en 1783 este eminente químico francés llevó a cabo el experimento por primera vez. Él usó el cañón de una escopeta y pedacitos de hierro calentados al rojo. El oxígeno del vapor de agua se combina con el hierro caliente para formar óxido magnético de hierro así:



$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 8H$$

Lavoisier estudiaba las propiedades del agua cuando descubrió este método de preparar hidrógeno y fué entonces cuando le dió ese nombre.

El experimento además de su interés histórico tiene importancia comercial porque ha servido de guía para la fabricación del gas del alumbrado.

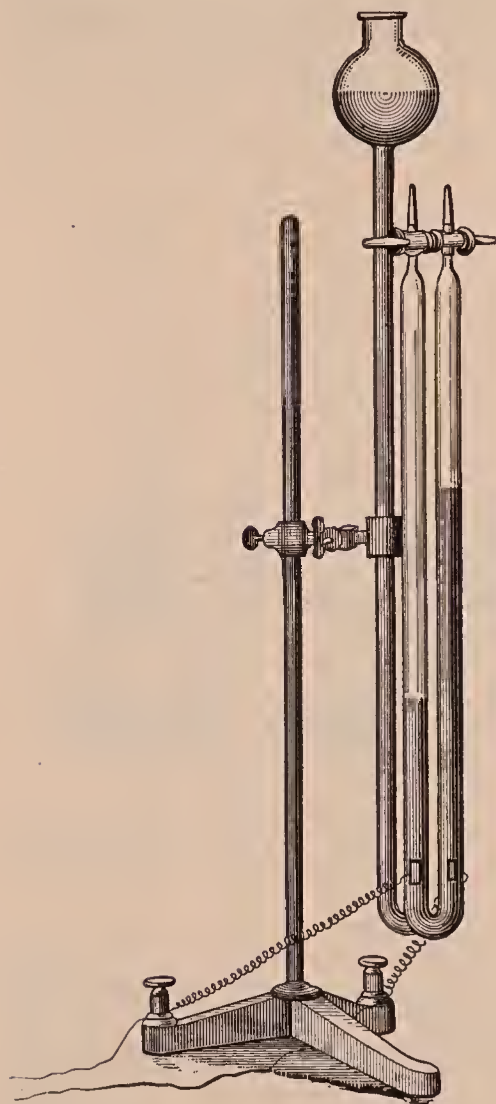


Fig. 13. — Aparato Hoffmann para la electrólisis del agua.

59. Propiedades físicas del hidrógeno. — El hidrógeno es un gas incoloro, insípido y, cuando está puro, es también inodoro; pero acabado de preparar tiene un olor desagradable a causa de las impurezas que contiene el metal que se ha empleado. Si se pasa el gas por una solución de permanganato de

potasio, quedará libre de impurezas. El hidrógeno es la más liviana de todas las sustancias conocidas. Un litro de hidrógeno a 0° C. y 760 mm. de presión pesa sólo 0.0896 gm. El aire es 14.4 veces, el oxígeno 16 veces y el agua 11,000 veces más pesado que el hidrógeno. Para probar la densidad mínima del hidrógeno, déjese boca arriba durante tres minutos una botella llena de este gas y entonces introdúzcase un fósforo encendido. Si hubiera hidrógeno en la botella ocurriría una explosión al combinarse con el oxígeno del aire por medio del fuego, la cual constituye su propiedad característica y la manera de advertir su presencia. Pero el fósforo seguirá ardiendo sin causar explosión alguna, lo que prueba que el gas ha salido de la botella.

También pueden tomarse dos botellas, una llena del gas y la otra vacía y colocar ésta sobre aquélla de modo que las bocas coincidan y luego acercarlas sucesivamente a la luz de una lámpara. Se verá que el gas se ha trasladado a la de arriba.

Los globos de caucho llenos de hidrógeno con que juegan los niños tienden a subir porque el gas que tienen dentro pesa menos que el aire.

El hidrógeno es la unidad de densidad de los gases, por lo que es fácil hallar ésta con sólo conocer el peso de una cantidad determinada del gas en cuestión y compararlo con una igual de hidrógeno. Un litro de oxígeno pesa 1.43 gm. Su densidad se halla por medio de la siguiente ecuación:

$$0.0896 : 1.43 :: 1 : x$$
$$x = 16$$

El doble de la densidad gaseosa de un elemento generalmente representa su peso molecular.

El agua sólo disuelve 1.84% de hidrógeno; pero algunos metales raros tienen la propiedad de absorberlo. La propiedad que tienen algunos sólidos de absorber gases se llama *oclusión*. El paladio absorbe de 370 a 960 veces su volumen de hidrógeno, de acuerdo con la temperatura. El hierro y el platino lo absorben en menor cantidad. Otros gases, como el del alumbrado, también están sujetos al fenómeno de oclusión y como se produce calor al tener él lugar, ha sido posible inventar quemadores de gas que se encienden solos.

El hidrógeno, por su menor densidad, pasa con mayor facilidad a través de sustancias porosas y se mezcla con otros gases más pronto que cualesquiera otros. Esa propiedad se llama *difusión*.

Thomas Graham, químico inglés (1805–1869), estudió cuidadosamente el fenómemo y formuló la ley de difusión que dice: *La rata de difusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad.* De aquí se desprende que el oxígeno, cuya densidad es 16 veces mayor que la del hidrógeno, que es la unidad, tiene una rata de difusión 4 veces menor que la del hidrógeno, el que tiene, naturalmente, la mayor rata de difusión entre todos los gases, puesto que tiene la menor densidad.

Algunos investigadores toman el aire como unidad de densidad y en ese caso la densidad del hidrógeno es 0.06897, pues este gas es 14 veces y media más ligero que la mezcla de gases que forma el aire. Puesto que la composición del aire sufre variaciones constantes, aunque de poca monta, es más natural y conveniente tomar por unidad un elemento que no varía y que además es el más liviano.

El hidrógeno ha sido liquidificado, valiéndose del enfriamiento y de la presión, por Callailet en 1877, por

Pictet en 1878 y por Wroblewski en 1896, pero Dewar fué quien en 1898 lo produjo en forma líquida en cantidades considerables.

El punto de ebullición de este gas es de – 238° C. a – 256° C; bajo gran presión, parece espuma solidificada.

El hidrógeno no es favorable a la vida; pero respirado en cantidades pequeñas el único efecto perceptible es un cambio instantáneo en el timbre de la voz. Si está enteramente puro, no es venenoso.

60. Propiedades químicas del hidrógeno. — El hidrógeno arde en el aire y en oxígeno con una luz azul casi imperceptible pero sumamente caliente. Para quemarlo se debe secar antes con cloruro de calcio, el cual puede colocarse entre el generador y un tubo conductor terminado en punta, en cuya boca se enciende el gas. Este experimento es peligroso, por lo que deben observarse las precauciones del caso.

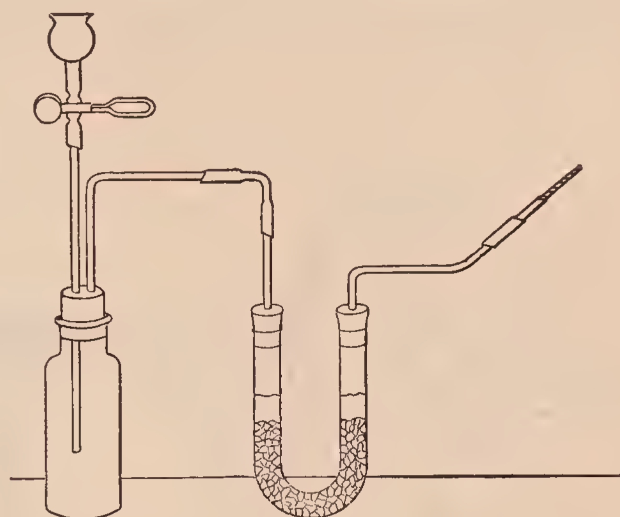


Fig. 14. — Aparato para quemar hidrógeno.

El hidrógeno es, pues, inflamable, pero no es comburente. Esto se prueba fácilmente por medio de una astilla encendida la cual se introduce en un frasco invertido lleno de hidrógeno. El gas se enciende y arde en la boca de la botella, pero la astilla se apaga.

El hidrógeno también arde en el cloro y el producto de la combustión es ácido clorhídrico gaseoso.

El hidrógeno, al contacto de una llama, produce un leve

sonido semejante al que ocurre cuando se descorcha violentamente un frasco pequeño que ha permanecido cerrado por algún tiempo.

Una mezcla de hidrógeno y aire, en cualquier proporción que sea, produce una explosión violenta cuando se enciende. Hay, naturalmente, una proporción que explota con más violencia que las demás. La parte del aire que se combina con el hidrógeno al producirse la explosión es el oxígeno. El producto de la combinación es agua. Pero

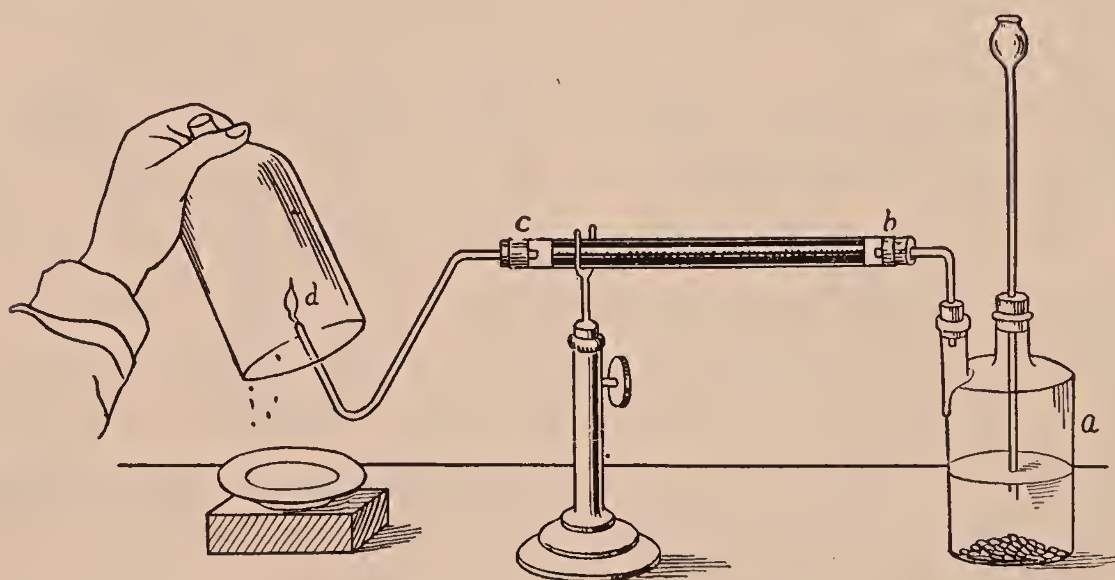


Fig. 15.—Aparato de Cavendish para comprobar la composición del agua.

esa no es la única manera de combinar los dos elementos. Cavendish en 1783 produjo agua quemando hidrógeno en el aire. Para esto se utiliza un generador (*a*) provisto de un tubo de calcio para secar el hidrógeno (*bc*) y de uno conductor (*cd*) terminado en punta y sobre la llama se coloca una campana (*d*) inclinada; ésta no tarda en llenarse de diminutas gotas de agua las que se unen y caen en un platillo colocado debajo.

Lavoisier utilizó este experimento para explicar la composición del agua.

Ya hemos visto, pues, que el hidrógeno al combinarse con el oxígeno por medio del fuego muestra dos de sus propiedades características: produce una explosión y vapor de agua.

Si al aparato usado para quemar el hidrógeno y para el experimento de Cavendish se le pone un quemador recto en vez del tubo conductor que se usó en esos casos

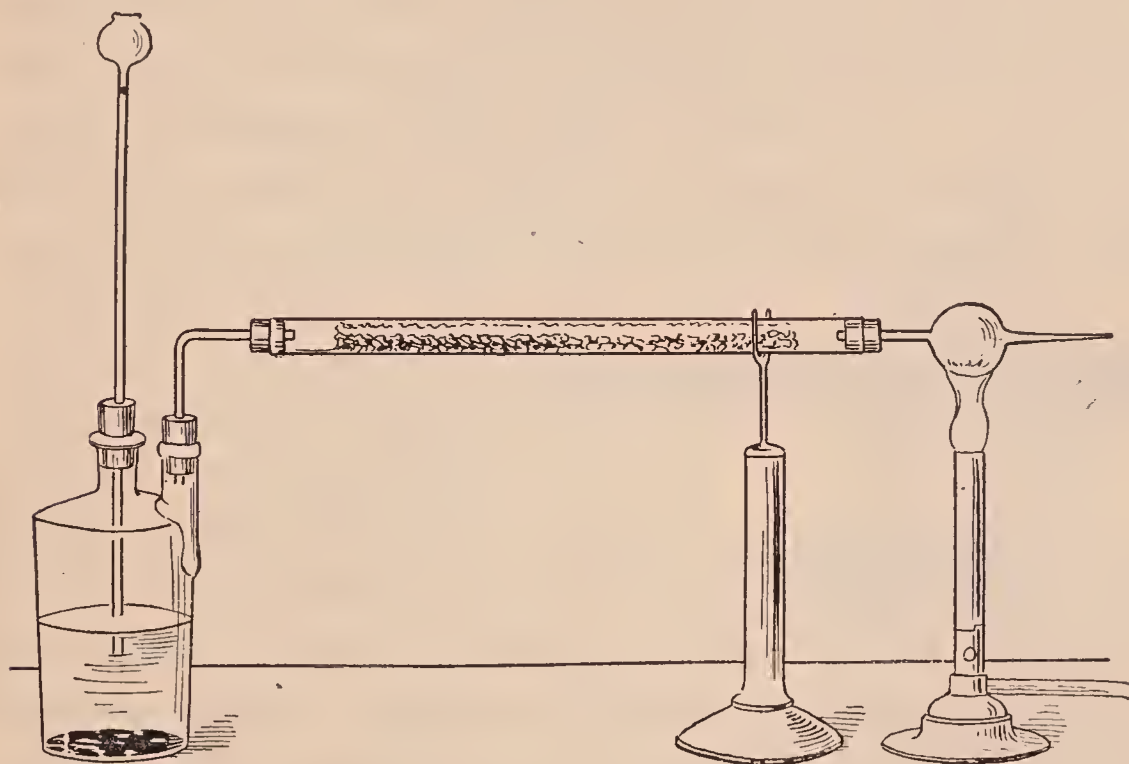


FIG. 16. — Reducción del óxido de cobre por el hidrógeno.

y se rodea el tubo vertical con un tubo de vidrio de una yarda de largo y una pulgada y cuarto de diámetro, después de haber encendido el gas, se oirá un sonido. Ese sonido se produce por las sucesivas explosiones pequeñas que ocasionan las burbujas de gas al encenderse, y lleva el nombre de *armónica química*.

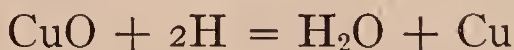
La temperatura de la llama del hidrógeno es sumamente alta. Al quemarse este gas en oxígeno produce más calor

que cualquiera otra sustancia. En general, el hidrógeno desprende gran calor al combinarse con los metaloides.

La afinidad del hidrógeno por el oxígeno es tal que no sólo se combina con él cuando está en estado libre sino que lo extrae de sus compuestos para unirse a él y formar agua. Esa cualidad que poseen éste y otros elementos de despojar a ciertos compuestos de su oxígeno se llama *poder de reducción.* La propiedad reductora del hidrógeno se comprueba fácilmente haciendo pasar dicho elemento de un generador, después de secarlo en un tubo lleno de calcio, a un tubo de vidrio duro dentro del cual se ha colocado un poquito de óxido de cobre. El óxido debe mantenerse al rojo, para lo cual se usa una lámpara de alcohol, de gas o de kerosene, pero que tenga cierta potencia. El hidrógeno se apoderará del oxígeno y dejará el cobre en su estado metálico. Es conveniente aguantar el tubo de vidrio duro con un bracete o un sostén de hierro al cual se puede adherir también un anillo para descansar en él la lámpara. El agua producida en la reacción puede recogerse en un vaso de Jena si la reacción se prolonga lo suficiente. Ésta tiene lugar así:



FIG. 17. — Sección del soplete oxhídrico.

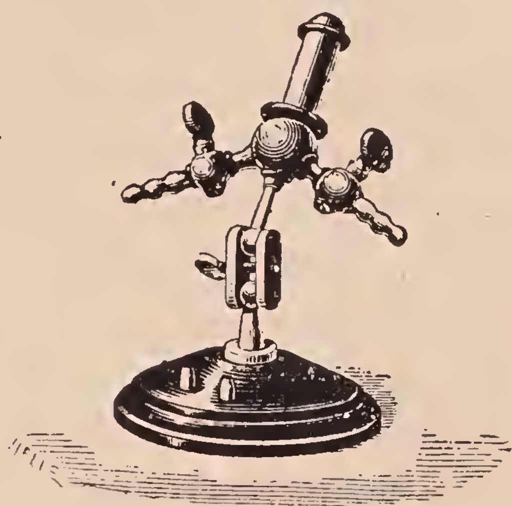


$$CuO + 2H = H_2O + Cu$$

El hecho de que al quemarse el hidrógeno en oxígeno produce más calor que ningún otro cuerpo, ha sido aprovechado para fundir metales por medio del soplete oxhídrico.

61. Soplete oxhídrico. — El soplete oxhídrico consta de dos tubos, uno dentro del otro, de modo que los gases que

entran a ellos por orificios separados se unan a la salida. En la sección que está en la página anterior (Fig. 17) se ve cómo llegan separados a la boca, el oxígeno que va por el centro y el hidrógeno que va alrededor. La figura a la derecha (Fig. 18) da una idea de la forma de la lámpara. El cañón se puede poner a cualquier ángulo que se desee, pues gira libremente. Las llaves de los orificios donde están pegadas las mangueras de los tanques de oxígeno y de hidrógeno sirven no sólo para abrir y cerrar las corrientes de los gases sino para graduar su salida. Como el aire contiene oxígeno y el gas del alumbrado contiene hidrógeno, estos dos elementos son sustituídos frecuentemente por las mezclas mencionadas.


Fig. 18. — Soplete oxhídrico.

La llama es intensamente caliente. En ella metales como la plata, el plomo y el zinc se volatilizan; otros como el hierro, arden con una llama brillante; el platino y sus parecidos se funden.

Si se encuentra esta llama con una sustancia infusible se vuelve brillante. Proyectada sobre un pedazo de cal produce una luz blanca llamada *luz de cal* o *luz Drummond.* Esta luz se usa para operar las linternas de los cinematógrafos.

62. Peso de un litro de hidrógeno. — Todas las sustancias tienen peso. El hidrógeno es la más liviana de todas las sustancias que existen y, sin embargo, también tiene peso. Si le extraemos el aire a un receptáculo y lo pesamos y después lo pesamos lleno de hidrógeno, la

diferencia en los pesos anotados es el peso del hidrógeno. Pero ese peso hay que reducirlo a la unidad de volumen, por lo que hay que saber qué volumen contiene el receptáculo. Pero resulta que, según hemos visto antes, los gases son comprimibles (pág. 11) de suerte que si sometemos ese volumen de gas a presión el espacio entre las moléculas será reducido grandemente y el peso será el mismo a pesar de que el volumen será muy distinto. También hemos visto que los gases se expanden con el calor (pág. 36) y que por la falta de calor ocupan menos volumen, es decir, se contraen con el frío. En suma: el volumen de un gas depende de la temperatura y de la presión a que esté sometido. Se *expande* si se *disminuye* la presión o se *aumenta* la temperatura y se *contrae* si se *aumenta* la presión o se *disminuye* la temperatura. Para poder comparar, pues, los volúmenes de los gases, es necesario que estén a la misma temperatura y a la misma presión, pues entonces estamos comparando igual número de moléculas (Ley de Avogadro). Para hacer estas comparaciones se ha escogido la temperatura de 0° C. y la presión que indica el barómetro cuando la columna de mercurio mide 760 mm. A estas condiciones de comparación se les ha llamado temperatura y presión normales. Un litro de hidrógeno bajo estas condiciones pesa 0.0896 gm. Para reducir los gases a condiciones normales de temperatura y presión, se aplican las leyes de Charles (o de Gay-Lussac) y la de Boyle (o de Mariotte) que se expresan a continuación.

63. Ley de Charles. — *Cuando la presión es constante todos los gases aumentan su volumen o lo disminuyen en cantidades iguales con el mismo aumento o disminución de temperatura. Es decir, el volumen es directamente pro-*

porcional a la temperatura. Esta ley ha sido comprobada con infinidad de experimentos. Los experimentos han demostrado que un gas se expande o se contrae en un doscientos setenta y tres avos de su volumen a 0° C. por cada grado de aumento o disminución de temperatura. Eso quiere decir que 273 volúmenes a 0° C. se convierten en 274 a 1° C., en 275 a 2° C., en 285 a 12° C., etc., y que se contraen o convierten en 272 a −1° C., en 271 a −2° C., en 270 a −3° C., etc., o sea $273 + t$ volúmenes a $t°$ C. (donde t significa cualquier temperatura). Esta ley no es absolutamente correcta porque hay otros factores que considerar; pero es bastante aproximada. Para facilitar el cálculo se ha imaginado un termómetro llamado *absoluto* cuyo punto de congelación es de 273°, es decir, que 273° A. equivalen a 0° C. Se le llama absoluto porque si fuera posible congelar un gas hasta cero grados en ese termómetro el volumen del gas no existiría en lo absoluto, es decir, habría desaparecido, sería cero de acuerdo con los experimentos que sustentan la ley de Charles.

Supongamos que el receptáculo donde pesamos el hidrógeno contiene 100 litros a la temperatura y presión ordinarias, es decir, en el momento en que se pesó. Digamos que esa temperatura era de 14° C. y deseamos saber qué volumen ocupará a 0° C., el problema será de lo más sencillo por proporción:

$$(273 + 14) : 273 :: 100 : x$$

$$x = \frac{273 \times 100}{287}$$

Representado el volumen observado (100 l) por V′, el buscado por V, la temperatura observada (14° C. ó 273° + 14° A.)

por T′ y la segunda (0° C. ó 273° A.) por T tendremos la ecuación siguiente:

$$V = \frac{T \times V'}{T'}$$

Si la temperatura observada es bajo cero, en vez de sumarla a los 273 debe sustraérsele.

64. Ley de Boyle. — *El volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que sobre él se ejerce si la temperatura se mantiene invariable.* Esta ley también ha sido comprobada por experimentos fáciles y adolece de la misma imperfección que la anterior. Los experimentos han demostrado que si se dobla la presión se obtiene la mitad del volumen del gas y viceversa.

Supongamos que tenemos los 100 litros de hidrógeno (V′) y que la presión observada (P′) es de 758 milímetros y queremos reducir el volumen a presión normal (P) para saber que espacio (V) ocupará entonces. El problema es parecido al anterior.

$$760 : 758 :: 100 : x \qquad x = \frac{758 \times 100}{760}$$

$$P : P' :: V' : V \qquad V = \frac{P' \times V'}{P}$$

65. Leyes de Charles y de Boyle combinadas. — Hasta aquí hemos considerado estas leyes separadamente; pero en la mayoría, si no en todos los casos, se hace necesario aplicarlas a la vez, entonces basta combinarlas. Puesto que

$$V = \frac{T \times V'}{T'} \quad y \quad V = \frac{P' \times V'}{P}$$

$$\frac{T \times V'}{T'} = \frac{P' \times V'}{P}$$

donde se repite V′.

De esta combinación resulta que:

$$V = \frac{V' \times P' \times T}{P \times T'} = \frac{100 \times 758 \times 273}{760 \times (273 + 14)}$$

Pero, como hemos dicho, hay varias correcciones que hacer a este cálculo. La más importante es la de la tensión acuosa causada por el vapor de agua que contienen todos los gases por una razón o por otra cuando no han sido secados expresamente. La fórmula corregida quedará así:

$$V = \frac{V' \times (P' - a) \times T}{P \times T'} \quad \frac{100 \times (758 - 11.9) \times 273}{760 \times (273 + 14)} = 93.38 \text{ cc.}$$

El volumen es, pues, de 93.38 cc. a temperatura y presión normales.

CAPÍTULO II

LOS ELEMENTOS DEL AGUA

EL OXÍGENO

Símb. = O   Val. = 2   P. A. = 16   P. M. = 32

66. Estado natural. — El oxígeno es uno de los elementos más abundantes y diseminados en el universo. Está libre en la proporción de 20% en la mezcla de gases que forman el aire y constituye la novena parte del peso del agua. En combinación con el silicio y ciertos metales, forma más de la mitad de la corteza terrestre y con el carbono, el hidrógeno y el nitrógeno, forma la mayor parte de los compuestos animales y vegetales que conocemos. El almidón, por ejemplo, contiene cerca de un 50% de oxígeno.

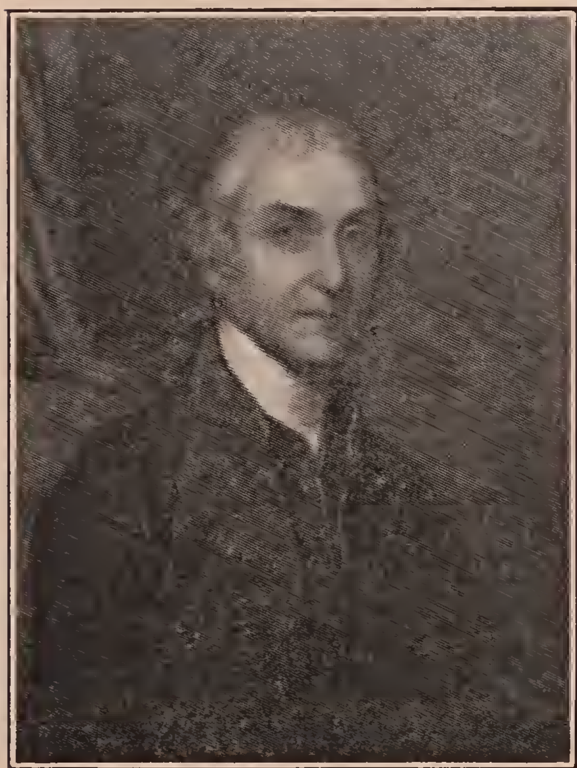


FIG. 19. — José Priestley.

67. Historia. — El oxígeno fué preparado por Scheele en Suecia entre 1771 y 1773, e independientemente por Priestley en Inglaterra en 1774 mientras estudiaba los gases que emiten los compuestos bajo la acción del calor.

Priestley descubrió que el óxido rojo de mercurio daba un « aire sin flogisto » favorable a la combustión y a la vida animal. Lavoisier leyó en París con interés la memoria de Priestley sobre el nuevo « aire bueno » y demostró que éste era uno de los constituyentes del aire atmosférico, justamente aquél que él sostenía que se unía a los metales para formar los « mohos » que él había estado estudiando. Lavoisier, en la creencia errónea de que todos los ácidos contenían el nuevo elemento, lo llamó oxígeno, nombre derivado de las palabras griegas *oxus*, ácido, y *gen*, raíz del verbo engendrar, por lo que significa « engendrador de ácidos ».

68. Métodos de preparación. — El oxígeno puede obtenerse del aire o de sus compuestos. Muchos compuestos sueltan oxígeno bajo la acción del calor, tales como el mineral pirolusita (bióxido de manganeso) usado por Scheele, el óxido mercúrico usado por Priestley y el bióxido de bario usado por Brin. Los métodos más usados son los siguientes.

69. Método mecánico. — El oxígeno se separa del nitrógeno y demás gases con los cuales está mezclado en la atmósfera con la simple licuefacción del aire. El nitrógeno y demás gases, que son más volátiles, se separan o escapan y por fin el oxígeno, que se evapora de último, se introduce en tanques bajo presión.

70. Proceso Brin. — Este proceso se usa en grande escala para obtener el oxígeno del aire. Cuando el óxido de bario se calienta en una corriente de aire hasta el rojo sombrío, es decir, a unos 500° C. más o menos, se apodera de un átomo más de oxígeno. Este peróxido de bario que se forma suelta un átomo de oxígeno y se transforma en óxido de bario a una temperatura de 1,000° C.

La reacción es reversible por lo que se escribe así:



$$BaO + O \rightleftarrows BaO_2$$

La gran ventaja de este proceso consiste en que el óxido de bario que resulta después de su segunda parte puede usarse otra vez indefinidamente.

En la práctica se mantiene la temperatura uniforme de 700° C. y se fuerza una corriente de aire bajo presión por los tubos que contienen el óxido de bario caliente. En la extremidad de cada tubo hay una válvula que permite el escape del nitrógeno. Cuando se ha completado la combinación con el oxígeno, se invierte la bomba, con lo que se crea un vacío parcial en los tubos. Puesto que disminuye la presión no se hace necesario aumentar la temperatura y el oxígeno se desprende con toda facilidad. El proceso así es casi continuo y se economiza una gran cantidad de combustible. El oxígeno se recoge en cilindros bajo presión y tiene una fuerza de 96%. Éste es el oxígeno comercial que se vende en cilindros de hierro.

71. Método de Priestley. — Este método es de interés histórico, pero no es práctico por lo caro que resultaría el oxígeno. Priestley hizo caer los rayos del sol concentrados por « un vidrio de aumento de doce pulgadas de foco » sobre un tubo que contenía óxido rojo de mercurio. Este método ha sido modificado respecto del origen del calor que se usa. Ahora se calienta el tubo con una lámpara de Bunsen. El compuesto se descompone en mercurio y oxígeno. El primero se condensa en las partes frías del tubo en gotas diminutas o como una película muy delgada. El oxígeno se recoje por el desalojamiento del agua en una vasija pneumática.

72. El clorato de potasio — El clorato de potasio es una sustancia blanca y cristalina que se usa en grandes canti-

dades para la fabricación de fósforos y de fuegos artificiales. Cuando se calienta en un tubo se derrite a 351° C. y hierve a mayor temperatura. Al hervir suelta una gran cantidad de oxígeno y después de una serie de cambios queda en el tubo un sólido blanco — cloruro de potasio — como producto final. Por medio del análisis se ha averiguado que sólo quedan el potasio y el cloro en iguales proporcions y

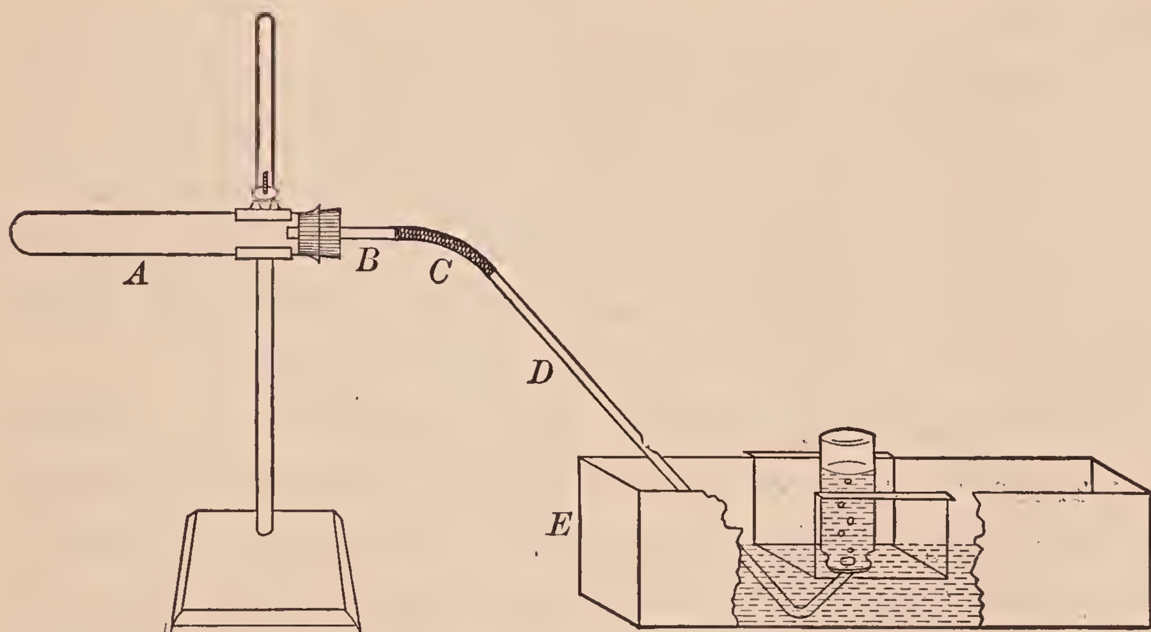
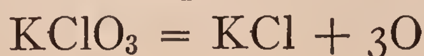


FIG. 20. — Aparato para preparar y recoger oxígeno por el método del laboratorio. La mezcla de clorato de potasio y bióxido de manganeso se echa en el tubo *A* y se calienta. El oxígeno pasa por el tubo *B* — *C* — *D* a la vasija pneumática *E*. Esta última se llena de agua al nivel del puente sobre el cual se coloca boca abajo una botella llena de agua. El oxígeno pasa burbujeando por un agujero del puente y desplaza el agua de la botella.

que todo el oxígeno se separa. Esto significa que la fórmula del cloruro de potasio es KCl y que la composición de la sustancia original es $KClO_x$ donde x es el número de átomos de oxígeno. Los cálculos y las investigaciones llevadas a cabo demuestran que $x = 3$. La fórmula del clorato de potasio es, por consiguiente, $KClO_3$ y su descomposición a altas temperaturas tiene lugar así:



$$KClO_3 = KCl + 3O$$

73. Método del laboratorio. — Se ha averiguado que cuando el clorato de potasio se mezcla con bióxido de manganeso (MnO_2) suelta todo el oxígeno rápidamente a una temperatura relativamente baja (200° C. más o menos). El bióxido de manganeso permanece sin alteración alguna. Las sustancias cuya presencia favorece o acelera la reacción sin que sea necesario que entren en ella se llaman *agentes catalíticos*.

El bióxido de manganeso es un agente catalítico para esta reacción. Valiéndose de esta particularidad se ha inventado el método que se usa en el laboratorio para la preparación del oxígeno. Se calienta una mezcla de clorato de potasio y de bióxido de manganeso en un tubo de prueba y así se obtiene todo el oxígeno que se desea.

74. Propiedades físicas del oxígeno. — El oxígeno se parece al aire en que es un gas incoloro, insípido e inodoro. Su densidad, tomando el aire como unidad, es de 1.105; tomando el hidrógeno como unidad (Morley), es de 15.9. Un litro de oxígeno a 0° C. y 760 mm. de presión pesa 1.492 gm. (Morley). El gas es poco soluble en agua. A 0° C. se disuelven 4 volúmenes del gas en 100 de agua. A 20° C. sólo 3%.

El oxígeno líquido, obtenido por Wroblewski por primera vez, es un líquido azuloso que hierve bajo una atmósfera a − 182.5° C. ciento ochenta y dos grados y medio bajo cero centígrado. A esa temperatura su gravedad específica es de 1.13, es decir, 1 cc. pesa 1.13 gm. Dewar logró congelarlo por la aplicación del hidrógeno líquido. Su apariencia en este estado es la de un copo de nieve, sólo que tiene un tinte azuloso. Un tubo de oxígeno líquido es atraído por un imán con gran fuerza. La presencia del oxígeno en el agua es de suma importancia. Los peces se mueren en el

agua que no contiene oxígeno en disolución. Sirve, además, para oxidar la materia orgánica que contienen las aguas.

75. **Propiedades químicas.** — La actividad química del oxígeno es su propiedad más notable. Se combina con todos los demás elementos, excepto el bromo, el fluor y los gases inertes de la atmósfera. Con casi todos la unión se efectúa directamente y con frecuencia va acompañada de luz y calor. A la temperatura ordinaria se une con el fósforo de modo violento. Ataca también a los metales pesados como el plomo, el zinc, el hierro y el cobre, los cuales se *oxidan*, es decir, se combinan con el oxígeno del aire. Su actividad química es inmensa a temperaturas elevadas. Hasta el acero arde con facilidad en él.

Si introducimos en oxígeno una astilla de madera hecha ascuas, se inflama en seguida y continúa ardiendo vigorosamente mientras el oxígeno no se haya consumido. Un pedazo de carbón se quemaría con una llama viva y arrojaría una lluvia de chispas. Un pedazo de azufre que haya sido calentado en una cuchara de combustión se inflamará en seguida y arderá con gran vigor y con la formación de densos humos blancos. Si el oxígeno se pone en contacto con una corriente de vapor de azufre, éste arde con una llama azul brillante y el mismo olor de « azufre quemado » se obtiene, pues éste es en realidad un olor peculiar del anhidrido sulfuroso que se forma en ambos casos, pues el azufre no tiene olor. Un pedazo de fósforo caliente arde con mayor vigor aún y produce pequeñas explosiones, chispas y anhidrido fosfórico. Una pequeña parte de éste se solidifica en forma de un polvo blanco y amorfo. Es sólo una cantidad pequeña porque este compuesto absorbe con facilidad la humedad del gas y se disuelve en ella para formar ácido fosfórico.

Como hemos dicho, hasta el hierro que sólo se oxida al aire (oxígeno diluído) arde en oxígeno puro con llama brillante y desprende una lluvia de chispas al quemarse. Al fondo caen gotas de una sustancia derretida que una vez fría tiene un color oscuro. Esta sustancia no es otra cosa que el óxido magnético de hierro. Con los metales nobles (oro, plata y platino) la oxidación se obtiene por doble descomposición y no directamente.

76. Combustión. — Ya hemos visto cómo el oxígeno se une con casi todos los demás elementos para formar óxidos que en caso de los metaloides se llaman anhidridos. Cuando esa oxidación tiene lugar con gran rapidez, se desarrolla mucho calor y se produce llama. Vulgarmente se le llama *combustión* a esta clase de oxidación y se dice que la sustancia *se quema*. Pero este término no tiene significado fijo ni dice nada desde el punto de vista científico puesto que hay otras reacciones violentas en que no entra el oxígeno y en todas ellas se producen el calor y la luz. La unión del azufre con el hierro es un ejemplo. En este caso se dice, también, vulgarmente, que se quemó el azufre. Sin embargo, hay sustancias combustibles y no combustibles. Las últimas se dividen en dos clases: las que ya contienen todo el oxígeno que son capaces de contener en combinación, como los óxidos, y las que son incapaces de arder (oxidarse violentamente) en el aire (oxígeno diluído), como el hierro.

77. Oxidación. — La oxidación de los metales difiere de la combustión en la rapidez con que se efectúa. Generalmente los productos son idénticos en ambos casos.

Cuando quemamos hierro en oxígeno el producto es el óxido magnético de hierro, Fe_3O_4 y el óxido que produce el aire húmedo da el óxido común hidratado Fe_2O_3 $(H_2O)n$.

Así es que los productos aunque difieren en composición están íntimamente relacionados. En el caso del zinc ambos productos son ZnO.

Cuando la madera se pudre, lo que tiene lugar es una oxidación y los productos son exactamente los mismos que cuando la madera se quema, sólo que el proceso es más lento. A los albañales se les abastece de grandes cantidades de agua no sólo para diluir su contenido sino para introducir el oxígeno que está disuelto en el agua. Este oxígeno oxida rápidamente las sustancias orgánicas en disolución, gracias a la acción bacterial, y las vuelve inofensivas convirtiéndolas en anhidrido carbónico y agua casi todas.

En nuestros cuerpos tenemos también un ejemplo de oxidación. El oxígeno del aire se combina con la hemoglobina de los corpúsculos rojos de modo que podríamos decir que va disuelto en la sangre, la cual lo lleva hasta los lugares más recónditos de nuestros tejidos celulares donde oxida los productos de descomposición de las células. El anhidrido carbónico que se forma va a dar a los pulmones llevado por la sangre venal. Para reponer el material desaparecido de este modo tiene lugar el *metabolismo* de las sustancias que comemos. El oxígeno es, pues, indispensable para la vida animal.

Lo contrario de oxidación, es decir, la eliminación de oxígeno de las sustancias que lo tienen, se llama *reducción.* El hidrógeno es un gran agente reductor.

78. Teoría de la combustión. — Es claro que el peso de un óxido es igual a la suma de los pesos del metal (o metaloide) y del oxígeno que entraron en la combinación. Lo mismo sucede con la combustión puesto que no es más que una oxidación rápida.

Pero este hecho que es tan claro hoy con la aplicación de la Ley de pesos de Lavoisier (o de la conservación de la materia) era un verdadero rompecabezas para los químicos de la antigüedad quienes concibieron las más interesantes teorías para explicar el fenómeno de la combustión. Se creía que al quemarse una sustancia se destruía la materia o una gran parte de ella. Hoy sabemos que la materia no desaparece. Hasta el siglo XVIII los químicos creyeron que al quemarse una sustancia se separaba de ella una parte que era siempre igual y desaparecía, la cual llamaron *flogisto*. Lavoisier demostró en 1783 que los elementos no contenían el tal flogisto sino que se reunían con el oxígeno, el cual es en realidad la causa de la combustión.

Cuando una sustancia combustible se quema, se va convirtiendo poco a poco en gases y estos gases son los que se inflaman al unirse con el oxígeno del aire. El calor de la combustión causa el cambio de estado de la materia y acelera la unión violenta que produce luz y más calor. Si se pesa la sustancia antes de quemarla y se recogen sus productos de combustión se hallará que pesan lo mismo una vez calculado y deducido el peso del oxígeno con que se combinaron los elementos de la sustancia original.

79. Dinámica química. — Ya hemos visto que, en igualdad de circunstancias, las acciones en que se transforma mayor cantidad de energía interna proceden con mayor rapidez, es decir, una proporción mayor del material cambia en la misma unidad de tiempo. Aquéllas en que se transforma menos energía son más lentas. Aquellas sustancias que cambian con facilidad se dice que son *químicamente activas*.

La actividad química relativa puede calcularse de varios modos:

1°. Observando la velocidad de la reacción.

2°. Midiendo el calor desarrollado (véase **Termoquímica** pág 85).

3°. Midiendo la fuerza electromotiva de la corriente que da la transformación cuando se ha arreglado en forma de pila eléctrica.

Es evidente que la actividad química o afinidad de una sustancia no es la misma respecto de todas las demás. El hierro se une más vigorosamente con el cloro que con el azufre y no se une con el plomo, la plata ni muchos otros elementos.

Las sustancias que contienen mayor cantidad de energía química son, pues, las más activas.

El primero de los métodos para medir la actividad química cae en el dominio de la dinámica química.

Un ejemplo de las diferentes velocidades de las reacciones lo ofrece el experimento sobre «Propiedades de los ácidos» del *Manual de química experimental*, en el cual podemos observar la actividad de varios ácidos con respecto del zinc.

Para una medida exacta sería necesario llevar a cabo cada reacción por separado y medir cuidadosamente la cantidad de hidrógeno libertado por minuto en cada caso. Las condiciones de cada experimento deben ser idénticas para que haya verdadera comparación. La temperatura, por ejemplo, debe mantenerse igual en cada caso y los pedazos del metal deben tener igual superficie expuesta al ácido. La actividad relativa de los varios metales se puede medir de igual modo con un ácido dado, el clorhídrico, por ejemplo. El orden de los metales según su actividad quí-

mica así determinada es el mismo que tienen de acuerdo con su poder electromotivo (véase la serie electromotiva pág. 111).

80. Aceleración de las reacciones químicas. — La reacción química puede retardarse por enfriamiento y puede acelerarse de varios modos. Los principales son los que siguen:

1°. *Por aumento de temperatura.* — En varias partes de lo que antecede de este libro se han dado ejemplos en que la misma reacción tiene lugar con más o menos rapidez de acuerdo con las circunstancias.

El aumento de temperatura acelera todas las reacciones químicas.

Es un hecho que a cualquiera temperatura se efectúa una reacción; pero el hierro, por ejemplo, forma un óxido con el oxígeno del aire de modo bastante lento, mientras que cuando está rojo-candente lo forma en unos segundos con el oxígeno puro. El carbón no puede combinarse en absoluto cuando está en la carbonera y en un momento se consume, si se le aplica el calor, para transformarse en anhidrido carbónico.

Cuando dos sustancias no dan muestra de reacción se les aplica calor para iniciarla.

Las expresiones que en química determinan las difererntes etapas del calor son:

Nombre	Temp. Apxmada.	Nombre	Temp. Apxmada
Rojo candente bajo....	525° C.	Amarillo candente....	1100° C.
Rojo candente.........	700° C.	Cenizo candente......	1300° C.
Rojo candente brillante.	950° C.	Blanco candente......	1500° C.

2°. *Por iniciación de una reacción voluntaria.* — Cuando se enciende una sustancia el calor de la reacción va calentando las partes adyacentes hasta que el poder de

celeritud en esa región es igual al de la parte encendida y, naturalmente, se enciende también.

Las reacciones que producen suficiente calor para continuar por sí solas se llaman reacciones voluntarias, aunque necesiten de una ayuda al principio, es decir, aunque necesiten un poco de calor para comenzar. Ese calor debe incluir el que se pierde por radiación.

El calor necesario para comenzar la reacción varía con las circunstancias y puede hacerse tan pequeño como uno quiera reduciendo el área calentada y precaviéndose de la radiación y de la conversión.

Un golpe violento puede ser también el medio de iniciar una reacción. La vibración se esparce y produce la reacción en todo el material. Eso explica las explosiones de las cápsulas y del algodón-pólvora por medio de un fulminante.

3°. *Por catálisis.* — Cuando una materia extraña sin la intervención de mayor cantidad de calor del que se necesitaría sin ella, aumenta la rapidez de la reacción, esta sustancia aceleradora recibe el nombre de *agente catalítico* o *de contacto.*

El proceso se llama *catálisis* o *acción de contacto.*

La acción del bióxido de manganeso en la producción del oxígeno por el clorato de potasio es de este género (pág. 78).

La acción del agua en la unión del ácido tartárico con el bicarbonato de sodio (experimento titulado « Solución y acción química » del *Manual de química experimental*) es de la misma naturaleza.

81. Termoquímica. — Ya hemos visto la diferencia entre las reacciones endotérmicas y las reacciones exotérmicas. Estas reacciones nos sirven para medir la actividad química o afinidad relativa de los elementos.

Si tomamos dos sustancias dadas y las hacemos reaccionar independientemente con oxígeno en un aparato propio para el caso, podremos ver las respectivas alzas de temperatura que causan las oxidaciones en cuestión. El aparato usado se llama *calorímetro* (medidor de calorías) y consta de dos vasijas, una dentro de otra que contiene una cantidad conocida de agua y un termómetro. Cuando es necesario encerrar un gas se usa una bomba de platino para la vasija interior. El aparato se llama entonces *calorímetro de bomba* (Fig. 21). El peso de la sustancia que se toma para efectuar esta medida debe ser igual en gramos al peso atómico (o molecular) de la sustancia. Así, el calor de combustión del carbón es el calor producido por 12 gramos de carbón con 32 gramos de oxígeno, el cual basta para subir en un grado la temperatura de 100,000 gramos de agua. Esto se expresa así:

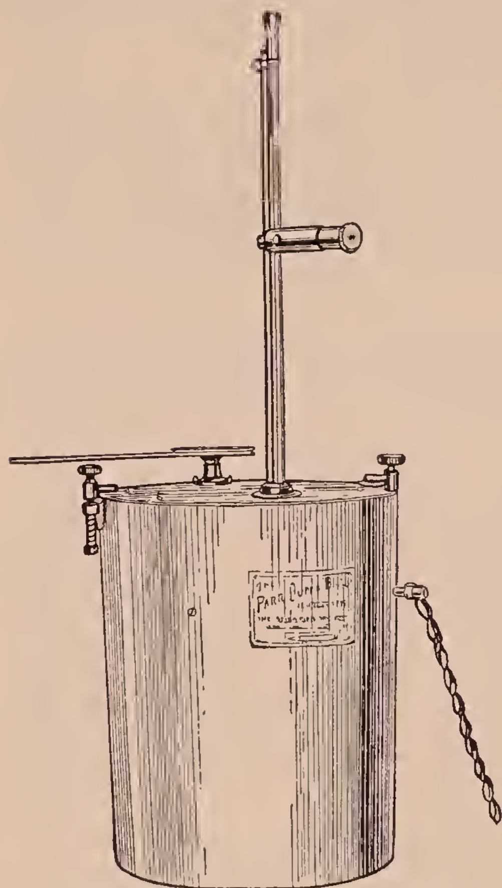
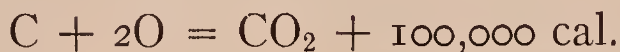


FIG. 21. — Calorímetro de bomba Parr.



$$C + 2O = CO_2 + 100{,}000 \text{ cal.}$$

La velocidad de la reacción no tiene influencia alguna en la cantidad de calor consumido o producido. Una pila de clavos oxidados desarrolla una cantidad de calor suficiente para que la registre un termómetro delicado.

Cuando la sustancia que se oxida es mala conductora del calor, como la paja húmeda o los trapos aceitados, el calor de la oxidación se acumula y produce combustión espontánea. El calor de nuestros cuerpos proviene de la oxidación también.

La absorción o desarrollo de calor no es por sí solo prueba concluyente de que hay reacción química, pues hay cambios físicos acompañados de esos fenómenos. La evaporación del agua absorbe calor y la condensación del vapor desarrolla calor.

82. Tensión acuosa. — Dos gases incapaces de reaccionar químicamente pueden mezclarse a la misma temperatura sin que sus presiones intervengan unas con otras. De suerte que si se les fuerza al mismo volumen la presión de la mezcla es igual a la suma de las presiones de sus componentes (Ley de Dalton, 1807).

La presión de cada uno es su *presión parcial*, la cual es proporcional a la concentración de ese gas.

Cuando se ha recogido un gas por desalojamiento del agua, siempre contiene vapor de agua. La presión parcial del vapor de agua se llama *tensión acuosa* y es fija para cada temperatura. Esta presión debe restarse de la presión total.

Si un gas ha sido recogido por desalojamiento del agua a 27° C. la presión total incluye 26.51 mm. de tensión acuosa (la presión del vapor de agua) y si la presión total era de 787 mm. la verdadera presión de ese gas (puro) a esa temperatura es de $787 - 26.51 = 760.49$ mm.

Regnault ha hecho un cuadro de presión del vapor de agua (tensión acuosa) desde 10° hasta 33.5° C. el cual aparece en la página 33 de la 1ª edición del *Manual de química experimental* correspondiente a este texto.

83. Aplicación de la teoría cinemática a los gases. — Lo más sorprendente de los gases es que no tienen ni la menor tendencia a reposar o asentarse en el fondo de las vasijas, ni demuestran tener cohesión. A pesar de que un gas forma un cuerpo definido, lejos de tener consistencia es de lo más segregado o esparcido que puede imaginarse. Puesto que sus moléculas no descansan unas sobre otras — pues si así fuera no se les podría comprimir tanto — es claro que están grandemente separadas las unas de las otras y que ocupan el espacio que hay entre ellas, que de otro modo sería un vacío completo, por un movimiento constante en todas direcciones. Debemos, por tanto, imaginarnos *las moléculas de los gases diferentes a las de las demás sustancias* en cuanto que los frecuentes *choques no les causan pérdida* alguna de energía, es decir, que dichas moléculas poseen una elasticidad perfecta.

Esto explica, también, la solubilidad de los gases en el agua y su retención por ésta.

Las moléculas de los gases de seguro chocan constantemente unas con otras y con las paredes de la vasija en que esté encerrado el gas y regresan sin la menor pérdida del movimiento (energía).

Así se explica la difusibilidad de los gases y su permeabilidad.

Ya hemos dicho que todas las moléculas de un cuerpo son idénticas.

La homogeneidad de los gases demuestra que éstas no son excepción de la regla, es decir, que *todas las moléculas de un gas dado son idénticas.*

La aplicación de la teoría cinemática a los gases no sólo explica lo anterior sino que explica, también, algunas leyes importantes.

Lo importante de la Ley de Boyle (pág. 72) es que cuando *un volumen de gas disminuye, su presión aumenta en la misma proporción.*

Uno naturalmente se pregunta: si las moléculas del gas no están apretadas unas contra otras, si hay grandes espacios entre ellas, ¿ por qué en vez de acercarse simplemente sin que se altere la presión que ejerce el gas, resulta esta presión aumentada en proporción inversa al volumen ?

Esa presión no puede ser igual a la que ejerce un peso sobre otro cuerpo sólido, puesto que las moléculas del gas no tienen cohesión, viajan en todas direcciones, poseen elasticidad perfecta y no descansan unas sobre otras sino que están a enormes distancias unas de otras. La presión del gas tiene que ser producida, pues, por una lluvia nutrida de las moléculas sobre el cuerpo que lo comprime. La fuerza del impacto repetido de tantas moléculas produce pues la presión.

Cuando se comprime el gas, el movimiento de las moléculas se restringe a un espacio cada vez menor y sus radios de acción son cada vez más reducidos y, por tanto, lo recorren con más frecuencia.

El impacto será, también, más frecuente; la presión que causa el impacto tiene que ser necesariamente mayor y tiene que ser proporcional al grado de concentración de las moléculas, que es lo que regula la frecuencia del impacto.

Hay otro punto que considerar. Si reducimos un gas a la mitad de su volumen, la presión es casi exactamente el doble. Esto quiere decir que aunque se agrupen más las moléculas las unas a las otras, las unas no interrumpen el movimiento de las otras ni se atraviesan en su camino. Si hubiera colisión frecuente y el rebote consiguiente, no se doblaría la presión. Sólo la ausencia de colisión o inter-

vención hace posible que se duplique con la mayor exactitud el número de impactos sobre las paredes de la vasija al duplicar el número de moléculas por unidad de volumen. Por consiguiente, debemos suponer que las moléculas se mueven en líneas rectas entre ellas o a pesar de los choques que sufren y que esto sucede gracias a su poca o ninguna cohesión.

La Ley de Boyle nos ha descubierto varias particularidades de las moléculas: que su impacto produce presión igual en todas las paredes de la vasija; que la agrupación de las moléculas determina la concentración del gas; que las moléculas se mueven en línea recta; y que no existe cohesión entre las moléculas de un gas. Así se explica que la concentración y la presión sean inversamente proporcionales.

La Ley de Charles (pág. 72) quiere decir que cuando calentamos una cantidad de moléculas que están dotadas de un movimiento rápido se aumenta su volumen o su presión en proporción directa.

La acción de una partícula que choca con una superficie se mide en física en términos de su masa y su velocidad. Es evidente que el calor aplicado a un montón de moléculas no puede aumentar el volumen de cada uña y, por tanto, es *su velocidad lo que aumenta*, puesto que la energía cinética de cada una es entonces mayor.

Siendo mayor la velocidad en la misma unidad de tiempo, es más frecuente el impacto en la misma unidad de volumen o espacio y mayor, por consiguiente, la presión.

De lo anterior se ve que la teoría de Avogadro (pág. 42) es exacta, pues ella sólo significa que *la concentración molecular de todos los gases a la misma temperatura y a la misma presión es igual.*

La Ley de difusión (pág. 64) también harmoniza con la teoría cinemática aplicada a los gases.

La Ley de Gay-Lussac (pág. 41) de la combinación de gases en volúmenes estudiada a la luz de la teoría molecular y de la teoría cinemática no ofrece dificultad alguna, pues es muy similar a la teoría de Avogadro y puede enunciarse así: *Existe una relación integral entre el número de moléculas en volúmenes iguales de diferentes gases a la misma temperatura y a la misma presión. La unión química de los gases consiste en la fusión de esas diferentes clases de moléculas.*

CAPÍTULO III

EL AGUA

Fórmula = H_2O P. M. = 18 G. Esp. = 1

84. Estado natural. El agua se encuentra en la naturaleza en tres estados: el gaseoso, el líquido y el sólido. La atmósfera terrestre la contiene en el primero de estos estados, y así recibe los nombres de *humedad* y *vapor de agua.* Se encuentra así porque el agua se está evaporando constantemente de la superficie de los ríos, de los océanos, etc., así como de los cuerpos vegetales y animales y de todas las superficies húmedas. El vapor de agua se transforma en neblina, nubes, cierzo, sereno, lluvia, escarcha, nieve y granizo.

Hasta hace poco se decía que las tres cuartas partes de la superficie de la tierra estaban cubiertas de agua; pero las últimas investigaciones de geógrafos eminentes han demostrado que son las siete octavas partes las que están cubiertas de este líquido. El cuerpo humano, las rocas, la tierra misma y muchas otras sustancias que parecen secas contienen agua también. He aquí el tanto por ciento de agua que contienen algunos comestibles según Balland, Atwater y Bryant: —

Apio..........94.5	Cebollas.......87.6	Espárragos..94.0
Bacalao.......82.6	Cidracayote....88.3	Frijoles....68.5
Calabazas......93.1	Coliflor........92.3	Fresas.....90.4
Cangrejos......79.2	Hongos........88.1	Leche......87.0
Carne.........61.9	Huevos........73.7	Lechuga....94.7

Mantequilla. 13.59	Papas........73.35	Repollos......91.5
Manzanas..84.6	Pepinos......95.4	Ruibarbo.....94.4
Nabos......89.6	Queso........72.0	Sandías......92.4
Níspola....83.0	Rábanos......91.8	Tomates......94.3
Pan 35.3	Remolachas...87.5	Zanahorias ...88.2

El agua en su estado sólido (hielo) cubre las regiones polares y las cumbres de las montañas. Su peso total en esta forma es de varios miles de millones de toneladas.

85. El agua en la naturaleza. El agua, gracias a su gran poder solvente y a su propiedad de penetrar a través de la tierra, es un factor importante de la erosión. Se come las partes más suaves de las rocas y de las montañas, cuyos materiales lleva hasta el océano; disuelve el anhidrido carbónico y con el ácido que se forma ataca otras porciones de las rocas y de esta suerte las convierte en barro y arena; disuelve, además, otros gases y sólidos que son absorbidos después y asimilados por las plantas. En algunas regiones donde abundan las sales solubles el agua llega a cargarse tanto de ellas que se convierte en inservible para los usos comunes.

86. El agua en la industria. — El agua es útil al hombre de muchas maneras: le sirve de medio de comunicación; le facilita fuerza mecánica transformable en electricidad; le ayuda a aprovechar la energía de los combustibles y a convertirla en la forma de energía llamada vapor que nos sirve para mover las locomotoras y otras máquinas poderosas; le sirve, por fin, para calentar los hogares en los países templados donde se necesita la calefacción. Además, el agua es un solvente admirable, muy útil en la metalurgia, en la fabricación de sustancias químicas y en muchas otras industrias como la de jabón, la tenería y varias más. Sin el agua el hombre no podría vivir.

87. Propiedades físicas. — Como ya se ha dicho, el agua no existe pura en la naturaleza, pues disuelve todo lo que encuentra a su paso y sólo puede purificarse en el laboratorio por métodos especiales. El agua pura a la temperatura y presión ordinarias es inodora, incolora y no tiene sabor. En grandes volúmenes, adquiere un color azuloso.

Casi todos los líquidos y los sólidos se expanden con el calor y se contraen con el frío; pero el agua es una excepción. Si el agua a 100° C. se enfría poco a poco su volumen disminuye, es decir, se contrae; si se continúa enfriando hasta llegar a 4° C. su volumen alcanza su *minimum* entonces y aumenta desde esta temperatura en adelante. Quiere decir, pues, que a 4° C. el agua tiene su mayor *densidad.*

El hielo se deslíe a 0° C. que es por consiguiente el punto de congelación del agua. El hielo a veces se cristaliza al formarse pero esto sólo puede verse al principio, mientras que los cristales de nieve son comunes.

El agua se evapora a todas las temperaturas y se convierte en un gas invisible que se esparce por la atmósfera. Si se calienta rápidamente a más de 100° C. hierve y desprende grandes cantidades de vapor que por su volumen es visible, pues este vapor consta no sólo del gas invisible sino de pequeñas porciones de agua llevadas mecánicamente.

88. El calor de vaporización. — Al transformar el agua en vapor de agua; es decir, al pasarla del estado líquido al gaseoso, se consume calor. Este vapor ha sido calculado por Ostwald de la manera siguiente: se produce vapor de agua en un matraz provisto de un tubo conductor cuya boca está sumergida en un vaso que contiene una cantidad de agua que se ha pesado exactamente y cuya temperatura

se ha anotado antes de comenzar la operación. Se anotan los cambios de temperatura durante el proceso y terminado éste se pesa nuevamente el agua para determinar la cantidad de vapor condensado. Si representamos esta cantidad por d, la cantidad de calor que se desprende por la condensación de cada gramo de vapor de agua a 100° C., por x, el peso inicial por w, la temperatura inicial por t y la final por t_2, tendremos que el peso será $w + d$. Al condensarse d gramos de vapor de agua se han producido dx calorías; ahora bien, al bajar la temperatura de d gramos de agua de 100° C. a t_2° C., se han separado del agua $d\ (100 - t_2)$ calorías. El agua del vaso ha recibido $w\ (t_2 - t)$ calorías y como estas cantidades deben ser iguales, tenemos la siguiente ecuación:

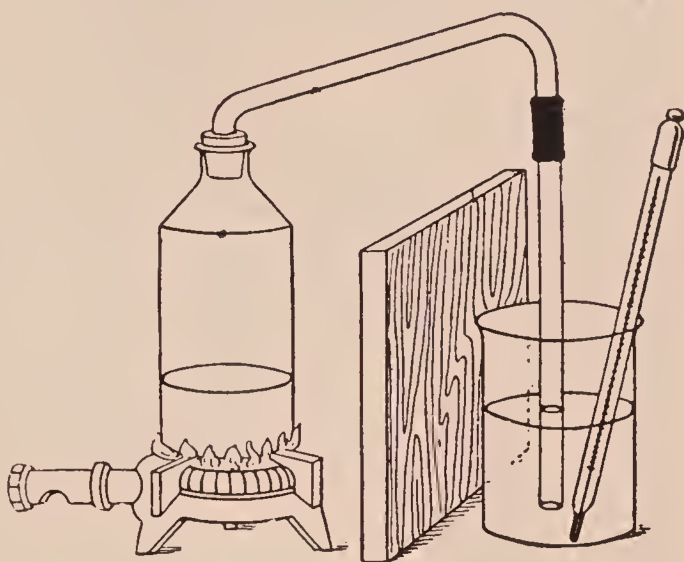


FIG. 22. — Aparato para determinar el calor de vaporización.

$$dx + d\ (100 - t_2) = w\ (t_2 - t)$$

de donde se puede sacar con facilidad el valor de x que es de 540 calorías.

89. Aguas potables. — El agua potable contiene en pequeñas proporciones algunas sales útiles al cuerpo humano. Cuando estas sales están en mayores proporciones que las convenientes se dice que el agua es *cruda*. La crudeza del agua se divide en *permanente* y *transitoria*. El agua cruda corta el jabón, es decir, sus sales se combinan con las del jabón y le impiden hacer espuma. El agua de lluvia no es

agua potable porque carece de las sales necesarias y está cargada de bacterias y de polvo que recoge a su paso por el aire y por los tejados.

Cuando algunas o varias sales están en mayor proporción se dice que el agua es *mineral*. Estas sales por lo general tienen propiedades medicinales. Los ríos contienen aguas diferentes, pues éstas dependen de la constitución de la capa terrestre por donde pasan. El océano contiene agua de constitución muy diferente a la de los ríos, pues está mucho más cargada de sales.

El agua se purifica por medio de la destilación; pero el agua destilada tampoco es potable porque todas las sales se quedan atrás. Las impurezas principales del agua potable son la materia orgánica, las bacterias que de ella se desprenden y las sales de calcio y magnesio en exceso, todas las cuales se pueden determinar por medio del análisis.

90. Propiedades químicas del agua. — El agua se usa tanto en el laboratorio, como auxiliar mecánico, que casi se olvidan sus propiedades químicas y se pasan inadvertidos los casos en que toma parte en la reacción. Estas propiedades son las siguientes:

1°. El agua es una sustancia relativamente estable.

2°. El agua se combina con muchos óxidos para formar bases o ácidos.

3°. El agua se combina con muchas sustancias, principalmente con sales, para forma hidratos.

4°. El agua reacciona con algunas sustancias de una manera particular llamada *hidrólisis*.

Quiere decir, pues, que el agua no se disocia con tanta facilidad. Por ejemplo, el clorato de potasio suelta parte de su oxígeno a una temperatura relativamente baja; en cambio, el vapor de agua a una temperatura de 2000° C.

sólo sufre una descomposición de 1.8%. La combinación del agua con óxidos da bases o ácidos según la naturaleza de ellos. Muchas sales al cristalizarse detienen agua que entra a formar parte del cristal. Se dice que estas sales



Fig. 23. — Cristales de agua.

son hidratadas, o que contienen agua de cristalización. El carbonato de sodio, por ejemplo, contiene 10 moléculas de agua de cristalización.

91. Agua de cristalización. — Con frecuencia los cristales de muchos sólidos que se forman de una solución

contienen agua que es parte inherente del cristal. Esta agua, como se ha dicho antes, se llama *agua de cristalización.* Los cristales de algunos compuestos pierden su agua de cristalización cuando se exponen al aire y se pulverizan. Se dice entonces que la sal es *eflorescente.* El sulfato de sodio y el carbonato de sodio son ejemplos de sales eflorescentes. El calor también hace que las sales se desprendan de su agua de cristalización. Los cristales que han perdido su agua de cristalización se dicen que han sido *dehidratados* o que son *anhidros.* Estos términos son opuestos a la palabra *hidratados* o *hidrato* que se emplea para designar las sustancias que contienen agua de cristalización.

Muchas sustancias, cristalizadas o no, absorben la humedad del aire y se disuelven en el agua absorbida. Se dice entonces que estas sustancias son *delicuescentes.* El cloruro de calcio y el carbonato de potasio son ejemplos. Se dice que una sal es *higroscópica* cuando tiene la propiedad de absorber la humedad del aire sin disolverse en el agua y muchas veces sin humedecerse siquiera. La cal viva es un ejemplo.

92. Solución. — Muchos sólidos, líquidos y gases desaparecen cuando se echan en agua. Esta operación se llama *disolver.* El líquido resultante se llama *solución* o *disolución.* El líquido en el cual se ha disuelto la sustancia, agua, por ejemplo, se llama *solvente* y la sustancia que se va a disolver se llama *soluto.* Toda sustancia que ha sido disuelta puede recobrarse por la *evaporación.*

Una solución que contiene cantidades pequeñas del soluto es una *solución diluída;* si contiene una porción mayor es una *solución concentrada.* Se usan también los

términos *débil* y *fuerte* para designar estas clases de soluciones.

Cuando un sólido se ha disuelto en el solvente hasta llegar a un punto donde no es posible disolver más se dice que la solución está *saturada.* Cuando por medio del calor se ha logrado disolver aun más del soluto y hay, por consiguiente, un equilibrio inestable que al romperse produce la solidificación del soluto y la desaparición total del solvente, se dice que la solución está *sobresaturada* o *supersaturada*, y al convertirse en sólido el soluto se dice que ha habido *cristalización.* El cuerpo que resulta de la cristalización se llama *cristal.* Cuando una solución se evapora *a sequedad* se cristaliza.

Los gases y los líquidos son también solubles y el agua disuelve mayor cantidad que cualquier otro solvente. Los aceites o grasas son insolubles en el agua.

También podemos separar un sólido de su solución por medio de la *precipitación* ya sea agregando un líquido en el cual el sólido es insoluble o convirtiéndolo en otra sustancia insoluble en el líquido presente. En ambos casos el sólido cae o se precipita al fondo de la vasija; por eso se llama *precipitado.* El líquido donde se forma el sólido se llama *licor madre* y cuando ese sólido se ha separado del líquido por medio del proceso de filtrar, el líquido que pasa a través del filtro se llama *filtrado.*

93. Solución y suspensión.—Un sólido puede distribuírse por un líquido por mera *suspensión* en él (mezcla) o por disolverse en él (solución). De igual manera un líquido puede quedar suspendido en otro, en gotas diminutas (emulsión), o puede disolverse. Es fácil distinguir un caso del otro porque las sustancias en suspensión tarde o temprano se asientan y forman un sedimento mientras que las que están

en solución no. Hay, sin embargo, una excepción a esta regla, pues algunas sustancias se subdividen en partículas tan infinitamente pequeñas que pasan a través del papel de filtro (soluciones coloidales). En estos casos la solución es *opaca* u *opalescente.*

En una verdadera solución el soluto se ha dispersado de modo tan completo por el solvente que no es posible saber a la simple vista si éste está puro o nó. Un cristal de permanganato de potasio basta para colorar 20 litros de agua. Las características de la solución son: homogeneidad, imposibilidad de asentarse y una subdivisión infinitamente pequeña del soluto. Puede haber soluciones de gases, líquidos y sólidos en líquidos y también en sólidos. El zafiro es una solución de una pequeña cantidad de cobalto (azul) en el óxido incoloro de aluminio.

Toda solución tiene límite; pero no hay nada absolutamente insoluble; insolubles en agua son el azufre, el mármol, el oro, etc. La evaporación de una pequeña cantidad filtrada del solvente es la única manera de comprobar la solución.

94. Solución normal. — La concentración de las soluciones se puede expresar en unidades físicas o en unidades químicas de peso. Cuando la expresamos en unidades físicas (gramos) damos su número por cada 100 de soluto. Una solución de 3% de sal común contiene 3 gramos de sal en 100 cc. de agua (1 cc. = 1 gm.)

Cuando usamos unidades químicas se puede expresar la concentración de dos maneras: tomando como base su equivalente hidrógeno (peso de combinación) o los pesos atómicos. En el primer caso tendremos una *solución normal* y en el segundo tendremos una *solución molar.*

Solución normal es la que contiene un gramo equivalente del soluto en un litro del solvente.

Por *gramo equivalente* de un compuesto se entiende el peso de dicho elemento en gramos que reacciona con una cantidad (peso) equivalente de un elemento. El peso molecular del ácido clorhídrico (HCl = 36.5 gm.) tomado en gramos es también su equivalente hidrógeno, porque sólo contiene un gramo de H. El peso molecular del ácido sulfúrico (H_2SO_4 = 98 gm.) tomado en gramos (peso molar) contiene dos equivalentes, así es que su equivalente H será la mitad o sea 49 gm.

Se ve claro, pues, que volúmenes iguales de cualesquiera soluciones normales contienen la proporción exacta del soluto para que se efectúe una interacción completa. Es decir, se neutralizan exactamente. Estas son las soluciones que se usan en el análisis volumétrico. Si se toma sólo la décima parte del soluto para la misma cantidad de agua destilada, la solución será *deci-normal*, lo que se expresa así N/10. También hay soluciones doble-normal (2N) o cualquier otro múltiplo o submúltiplo.

Como queda dicho arriba, el peso molecular de un compuesto en gramos recibe el nombre de *peso molar* o *mole* y la solución que lo contiene el de *molar*. Estas palabras son abreviaturas de las frases *volumen molecular en gramos*, *peso molecular en gramos*, etc.

Una solución molar contiene una mole del soluto en un litro de la solución.

Una mole de agua y una de ácido sulfúrico son 18 gm. y 98 gm. respectivamente. Eso quiere decir que 18 gm. de agua contienen el mismo número de moléculas que 98 gm. de ácido sulfúrico.

95. Volumen molar. — De acuerdo con la teoría mole-

cular (págs. 11 y 39) y los experimentos llevados a cabo, la mayor parte de las moléculas de los elementos en estado natural constan de dos átomos; así el peso molecular del oxígeno es de 32; el del cloro, de 70.9. El peso molecular de los compuestos es, por supuesto, la suma de los pesos de los átomos que forman la molécula; así el del anhidrido carbónico es de 44 y el del agua de 18. Ahora bien, estos pesos de las diferentes sustancias deben estar contenidos en volúmenes iguales de estos gases. Así tiene que ser, puesto que se derivan del peso de un litro de gas bajo condiciones normales, multiplicado por el factor (una constante) $\frac{2}{0.0896}$ o $\frac{1}{0.0448}$. El tamaño verdadero de este volumen será el cuociente de esta división, lo que da más de 22.3, o en números redondos, 22.4 litros. Este volumen a 0° C. y 760 mm. de presión contendrá 32 gm. de oxígeno, 70.9 de cloro, 44 de anhidrido carbónico o, en general, el peso molar de cualquier sustancia gaseosa. Por eso se llama el volumen de peso molecular en gramos (G. M. V.) o el *volumen molar*. Es, pues, el volumen que contiene una mole de cualquier gas a 0° C. y 760 mm. de presión.

De lo anterior se deduce el siguiente método para hallar el peso molar de una sustancia gaseosa: se pesa un volumen conocido del gas a cualesquiera temperatura y presión, se reduce a condiciones normales y se calcula por simple proporción el peso de 22.4 litros (véase la pág. 42).

96. La teoría cinemática aplicada a la solución. — Aceptando la solución como un estado físico de agregación, podemos aplicar la teoría cinemática para explicar la manera como se conduce una sustancia en solución, así como la hemos aplicado a la materia en el estado gaseoso o

líquido. Ya hemos visto que un sólido pequeño puede diseminarse de tal modo por un líquido que puede llegar a ocupar un volumen miles de veces mayor, casi ilimitado, mientras haya líquido solvente que le pueda servir de vehículo. Sus moléculas se esparcen por todo el volumen lo mismo que las de un gas por el volumen de una vasija. Podemos considerar una sustancia en solución como si estuviera en estado gaseoso o cuasi-gaseoso. Las moléculas se separan unas de otras con la consiguiente pérdida de la cohesión, por lo que recuperan su movimiento. La única diferencia entre el estado gaseoso y el estado cuasi-gaseoso de los sólidos es que éste necesita de un vehículo para las moléculas — el solvente — y aquél no necesita más que del espacio vacío.

Él concepto de un estado cuasi-gaseoso de las sustancias en el estado de solución explica fenómenos tales como la difusión en las soluciones, la presión osmótica y la saturación.

Si se echa cuidadosamente una cantidad de un solvente (agua) sobre una solución concentrada de una sustancia (azúcar) y se deja la vasija en reposo, se verá que la línea divisoria entre los dos líquidos desaparece poco a poco y el *cuerpo disuelto sube gradualmente a través del solvente hasta ocupar todo el espacio de manera uniforme.* Es decir, las partículas del cuerpo disuelto poseen la propiedad de difundirse exactamente lo mismo que las partículas de los gases.

Cuando la difusión de un gas encuentra resistencia por parte de una pared el gas ejerce presión sobre dicha pared y sobre las demás paredes de la vasija. Las partículas de una sustancia en solución, cuando encuentran resistencia por parte de una membrana u otra sustancia semipermeable,

como el cobre gelatinoso de Pfeffer, que permita pasar sólo el solvente, (diálisis) ejercen una presión similar sobre dicha membrana y sobre las paredes de la vasija. Esta presión se llama *presión osmótica* y es proporcional a la concentración de la solución, tal como la de un gas es proporcional a su concentración (Ley de Boyle).

97. La teoría cinemática aplicada al proceso de solución. — Aplicaremos esta teoría ahora al proceso mismo de la solución para explicar por qué este proceso cesa, a pesar del exceso del soluto, cuando se ha alcanzado cierto grado de concentración.

En el estado sólido las moléculas de una sustancia, como la sal común, por ejemplo, están íntimamente unidas, pegadas las unas a las otras, por decirlo así, mientras que en la solución están uniformemente distribuídas por el solvente y, por consiguiente, esparcidas. De aquí se deduce que el proceso de disolver un sólido debe consistir en separar las moléculas de su superficie, y una vez separadas, regarlas por todo el solvente. La difusión se encarga de esto último, lo que lleva a cabo gradualmente, produciendo así una solución de concentración uniforme si la vasija no se mueve. Si hay más sólido del que el solvente puede disolver, el resultado será una solución saturada en cuyo fondo quedará el exceso del soluto.

Ahora bien, durante el proceso de solución cada molécula que tiende a dejar la superficie del sólido crea una presión hacia arriba. Ésta recibe el nombre de *presión de la solución*.

Las moléculas, una vez en el solvente, se mueven libremente en todas direcciones como las de los gases, de modo que algunas vuelven al punto de partida y se agregan nuevamente al sólido. Mientras más concentrada es-

tá la solución, mayor es el número de éstas, así es que llega un estado en que el número de moléculas que se separa del sólido es igual al que vuelve a unirse a él en la unidad de tiempo. Si la concentración es tal que la difusión no puede alejar las moléculas separadas de la superficie del sólido, entonces se ha alcanzado un estado de equilibrio en la solución.

El movimiento de las partículas en el líquido produce, como hemos visto, la *presión osmótica*. Cuando esta presión es igual a la presión de la solución, se hace imposible que aumente la concentración de la solución. Cuando se ha alcanzado este punto se tiene una solución saturada del soluto usado.

Cuando el soluto es un gas que se pasa por el líquido a una presión distinta de la de éste, el gas se disuelve hasta que se establezca el mismo estado de equilibrio. Entonces se dice que el líquido está saturado del gas.

La concentración de la solución saturada es proporcional a la presión a que se agrega el gas. — Ésta es la Ley de Henry.

98. Particularidades de la solución. — Así como dos gases mezclados son independientes el uno del otro (pág. 87) y conserva cada uno su presión, su solubilidad, su movimiento, etc., como si fuera él sólo el que ocupara todo el espacio de la vasija, así mismo conservan las soluciones todas sus propiedades y su independencia. Por eso una cantidad dada de agua que contiene azúcar es capaz de disolver tanto cloruro de sodio como un volumen igual de agua perfectamente pura. Desde el punto de vista de la teoría cinemática, las moléculas disueltas del azúcar no tienen conección alguna con el mecanismo que determina la solubilidad de la sal ni pueden ejercer influencia alguna sobre él.

Si tratamos un poco de yodo con agua obtendremos una solución débil de yodo. Si esta solución la tratamos con éter, la mayor parte del yodo se pasará al éter y dejará el agua. Como el éter es más liviano que el agua, flota sobre ésta. El proceso de quitarle el soluto a una solución por medio de otro solvente insoluble en él o que no se mezcle con él se llama *extracción* y el segundo líquido obtenido se llama *extracto*.

En este caso también se establece un estado de equilibrio, pues un solvente no puede despojar al otro enteramente del soluto. *El repartimiento del soluto es proporcional a su solubilidad en cada solvente por separado.* Ésta es la *Ley del repartimiento.*

Como hemos visto, (pág. 99) la solubilidad aumenta cuando se aumenta el calor. Cuando en virtud del aumento del calor se ha disuelto mayor cantidad del soluto, hasta alcanzar un equilibrio para esa temperatura, se ha obtenido una *solución supersaturada* o *sobresaturada.* Una solución saturada, si se calienta, es pues, capaz de disolver mucho más del soluto. La teoría cinemática nos obliga a creer que aun en las soluciones que han alcanzado el estado de equilibrio a una temperatura dada (saturadas y sobresaturadas) el intercambio de moléculas entre el sólido y la solución continúa. Para probar que esto es así basta coger un cristal perfecto de una sal cualquiera, romperle los bordes y suspenderlo en una solución saturada de la misma sal. El peso del cristal ni aumenta ni disminuye; pero todas las imperfecciones desaparecen y tenemos el cristal en su forma perfecta primitiva, más chico que el original que rompimos, pero de masa idéntica a la parte que introdujimos en la solución. Ésta es una prueba concluyente de que ni ha perdido ni ha ganado moléculas y de que sí ha

habido intercambio. Otra prueba es que una solución supersaturada se puede mantener en ese mismo equilibrio a temperatura ordinaria con tal de que no haya ni un solo cristal con el cual pueda tener lugar el intercambio de moléculas.

99. Disociación de ácidos, bases y sales en solución. — Todos los ácidos contienen hidrógeno (pág. 48). Todos dan soluciones agrias que vuelven rojo el papel azul de tornasol y su hidrógeno puede ser reemplazado por ciertos metales o por radicales. Pero hay otras sustancias como el kerosene, el alcohol y el azúcar que también tienen hidrógeno y, sin embargo, no demuestran estas mismas características en la solución.

Todas las sales están compuestas de un metal y de un radical o un metaloide, todos los cuales actúan como los radicales. Para mayor facilidad digamos que están compuestas de dos iones. En las dobles sustituciones o descomposiciones reversibles (pág. 22) en que entran con los ácidos las bases y otras sales hay un intercambio de iones. El cloruro de sodio y el nitrato de plata llevan a cabo un intercambio completo (pág. 22) pero el cloruro de sodio y la nitroglicerina ($C_3H_5(NO_3)_3$), no reaccionan en absoluto. Esta no es una sal aun cuando contiene nitrógeno y oxígeno en la proporción de los nitratos. Todas estas particularidades tienen lugar sólo en agua.

Una reacción en seco puede dar un resultado enteramente distinto del que daría en solución. El carbonato de amonio con el nitrato de cobre ofrecen un ejemplo. En seco producen peróxido de nitrógeno, CO_2, N_2O y un óxido de cobre, mientras que en solución producen carbonato de cobre y nitrato de amonio. En seco el cambio es complicado y las moléculas quedan enteramente desintegradas mien-

tras que en solución se rompen de un modo uniforme, en grupos de átomos que pasan a unirse con otros átomos del otro compuesto de un modo casi mecánico.

La particularidad de los ácidos, las bases y las sales es, pues, que en solución acuosa se rompen siempre de la misma manera. Así, el ácido sulfúrico da siempre $2H$ y SO_4; jamás da OH y HSO_3, ni H_2S y O_4, ni HSO y HO_3.

El sabor agrio y el efecto sobre el papel tornasol son propiedades del hidrógeno. El agua parece afectar las moléculas de modo que crea en ellas una especie de *plano de adhesión*, lo que hace que por allí se rompan de manera uniforme; o parece que las rompe de hecho de modo uniforme. Ya hemos visto que lo último es lo que sucede (pág. 35). El estudio del punto de congelación de las soluciones de ácidos, bases y sales hecho con experimentos fáciles, demuestra que en estas soluciones existen moléculas enteras y los iones a que hemos hecho referencia. Estas subdivisiones de las moléculas originales tienen propiedades físicas y químicas peculiares de ellas. Así el hidrógeno *libre* del ácido en solución (ion) aunque es indudablemente una forma de hidrógeno sin combinar, es enteramente diferente al hidrógeno gaseoso que obtenemos en estado libre al hacer reaccionar el mismo ácido con el zinc. El gas no es agrio ni afecta el papel tornasol; el gas es poco soluble en agua mientras que el ion sólo existe libre en solución. Hay más todavía: los radicales (iones) SO_4, NO_3, etc., no existen sino en solución.

Los iones positivos se llaman *cationes* y los negativos *amiones*. Las soluciones que los contienen se llaman *electrolitos*. Como los iones tienen propiedades enteramente distintas de los elementos respectivos se les nombra anteponiendo la palabra *ion*. Así se dice el ion-hidrógeno, el

ion-cloro, etc. Cuando decimos el ion-hidrógeno nos referimos al catión-hidrógeno, puesto que éste sigue la dirección de la corriente positiva. Cuando decimos ion-cloro nos referimos a un amión.

CUADRO DE AMIONES Y CATIONES

Símbolo	Nombre	Amión de	Símbolo	Nombre	Catión de las sales de
SO_4^{--}	ion-sulfato	sulfatos	Na^{+}	ion-sodio	sodio
Cl	ion-cloro	cloruros	Fe^{+++}	ion-férrico	hierro férrico
HSO_4	ion-sulfatoácido	bisulfatos	NH_4^{+}	ion-amonio	amonio
CN^{-}	ion-cianhídrico	cianuros	Fe^{++}	ion-ferroso	hierroferroso
HO^{-}	ion-oxhidrilo	hidróxidos (bases)	H^{+}	ion-hidrógeno	hidrógeno

IONIZACIÓN CUANTITATIVA SOBRE LA BASE DE 1

Ácidos

Nítrico	0.92	
Nítrico (concen. 62 %)		0.096
Clorhídrico	0.91	
Clorhídrico (concen. 35 %)		0.136
Sulfúrico, $H.H.SO_4$	0.58	
Sulfúrico (concen. 95 %)		0.01
Fluorhídrico	0.15	
Oxálico, $H.H.C_2O_4$		0.50
Tartárico, $H.HC_4H_4O_6$	0.08	
Acético (N)		0.004
Acético	0.013	
Carbónico, $H.HCO_3$		0.0017
Carbónico (N/25)	0.0021	
Sulfhídrico $H.HS$		0.0007

Bórico, $H.H_2BO_3$	0.0001	
Cianhídrico		0.0001
Permangánico (N/2)	0.93	
Yodhídrico (N/2)		0.90
Bromhídrico (N/2)	0.90	
Perclórico (N/2)		0.88
Clórico (N/2)	0.88	
Fosfórico, $H.H_2PO_4$		0.26

BASES

Hidróxido de potasio	0.89
Hidróxido de sodio	0.84
Hidróxido de bario	0.80
Hidróxido de litio (N)	0.63
Hidróxido de amonio	0.014
Hidróxido de tetrametilamonio (N/16)	0.96
Hidróxido de estroncio (N/64)	0.93
Hidróxido de bario (N/64)	0.92
Hidróxido de calcio (N/64)	0.90
Hidróxido de plata (N/1783)	0.39
Agua	0.0000001

SALES

Cloruro de amonio	0.85
Cloruro de bario	0.76
Cloruro de mercurio	0.01
Cloruro de sodio (N)	0.67
Cloruro de sodio (N/2)	0.73
Cloruro de sodio	0.84
Nitrato de sodio	0.83
Acetato de sodio	0.78
Sulfato de sodio	0.69
Bicarbonato de sodio, $Na.HCO_3$(N)	0.52
Fosfato de sodio, Na_2HPO_4(N/32)	0.83
Cloruro de potasio	0.86
Nitrato de potasio	0.83
Acetato de potasio	0.85
Sulfato de potasio	0.71

Carbonato de potasio	0.70
Clorato de potasio	0.82
Tartrato de sodio (N/32)	0.78
Sulfato de calcio (N/100)	0.63
Sulfato cúprico	0.38
Nitrato de plata	0.81
Sulfato de zinc	0.39
Cloruro de zinc	0.73
Cianuro de mercurio	diminuta

SERIE ELECTROMOTIVA DE LOS METALES

Metales Alcalinos	Hierro	Antimonio
Metales Alcalinotérreos	Cobalto	Bismuto
Magnesio	Níquel	Mercurio
Aluminio	Estaño	Plata
Manganeso	Plomo	Paladio
Zinc	*Hidrógeno*	Platino
Cromo	Arsénico	Oro
Cadmio	Cobre	

100. Serie electromotiva de los metales. — La serie electromotiva de los metales demuestra el orden en que éstos tienden a ionizarse. Así, el menos susceptible de ionización es el oro.

Se llama serie electromotiva de los metales porque en la electrólisis de la solución normal de sus sales la fuerza electromotiva de la corriente eléctrica necesaria para depositar cada metal es menos que la necesaria para depositar el metal anterior en esta lista. Esta serie indica la producción y la asociación de los metales en la naturaleza, pues cada uno desaloja de sus compuestos a todos los posteriores. Su actividad química los coloca también en este mismo orden. Los primeros se oxidan con mayor

facilidad que los que siguen y desde el cobre para abajo no se oxidan al aire libre. La posición del hidrógeno es importante. Ninguno de los metales que lo preceden se encuentra en la naturaleza en estado libre mientras que todos los que le siguen, aunque se encuentran a veces en combinación, existen en estado libre en las minas. La razón es que todos los metales que preceden al hidrógeno lo desalojan de los compuestos hidrogenados que el agua ha formado mientras que los posteriores al hidrógeno no lo desalojan y por eso existen en estado libre.

Los iones negativos también forman una serie muy similar a ésta.

Además de las circunstancias y propiedades enumeradas hay muchas otras que colocan los metales en exactamente el mismo orden.

CAPÍTULO IV

EL OZONO Y EL PERÓXIDO

EL OZONO

Símb. = O Fórmula = O_3 P. A. = 16 P. M. = 48

101. Descubrimiento. — Van Marun notó en 1785 que alrededor de las maquinarias eléctricas se desprendía un olor penetrante y fresco parecido al del cloro diluído. En 1840 Schonbein demostró que ese olor era el de una sustancia definida a la que dió un nombre tomado del griego que significa *tener olor*. Este mismo químico descubrió varios métodos para obtener la sustancia. La creencia general es que el ozono sólo existe en el aire cuando acaba de pasar una tormenta por muy corto tiempo, o en las inmediaciones de los pararrayos inmediatamente después de una descarga eléctrica.

102. Preparación del ozono. — El método más satisfactorio de preparar el ozono es el de pasar una corriente eléctrica por una atmósfera de oxígeno. Con oxígeno seco y frío se obtiene en el tubo 71% de ozono. Éste es el método de Berthelot.

El ozono se encuentra en el oxígeno producido por la electrólisis del ácido sulfúrico. También se forma cuando se quema hidrógeno en oxígeno líquido. También se obtiene en la interacción del fluor con el agua o del permanganato de potasio con el bióxido de bario en presencia de ácido sulfúrico diluído.

103. Propiedades del ozono. — El ozono es un gas de

color azuloso, mucho más soluble en agua que el oxígeno. A 12° C. 100 volúmenes de agua disuelven 50 de ozono. Las propiedades químicas son un tanto parecidas a las del oxígeno pero más marcadas; su peso molecular es de 48 o sea una vez y media más que el del oxígeno. El ozono es relativamente estable cuando se mezcla con el oxígeno, pero cuando esta mezcla se calienta se descompone de tal modo que queda todo reducido a oxígeno y dos volúmenes de ozono dan tres de oxígeno. Esta reacción es reversible. En su formación hay una gran absorción de energía de la corriente eléctrica y son absorbidas por consiguiente 32,400 calorías.

El ozono es un agente oxidante mucho más activo que el oxígeno. Es capaz de oxidar el mercurio y la plata que no son afectados por el oxígeno. La plata da el peróxido Ag_2O_2. Se reconoce la presencia del ozono por la coloración azul que le imparte al papel almidonado impregnado de yoduro de potasio, lo que se debe al yodo que el ozono pone en libertad.



$$O_3 + 2KI + H_2O = 2O + 2KOH + 2I$$

Este método tiene el inconveniente de que no distingue el ozono del cloro ni del peróxido de hidrógeno, pues los tres actúan de idéntica manera. El ozono es un magnífico desinfectante porque oxida rápidamente las materias en descomposición que dan mal olor o producen bacterias. También quita el color orgánico y tiene en general poder oxidante de actividad similar al ácido hipocloroso porque contiene mucha más energía que el oxígeno. El ozono se usa comercialmente para blanquear aceites y almidón y en algunas ciudades como Lille, Francia, se usa para esterilizar el agua potable.

EL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO

Fórmula = H_2O_2 P. M. = 34

El peróxido de hidrógeno es un líquido compuesto de 2 partes de hidrógeno y 32 de oxígeno por peso. A veces se le dice *agua oxigenada* porque contiene un átomo más de oxígeno, pero sus propiedades son muy diferentes a las del agua. Se encuentra en cantidades muy pequeñas en la lluvia y en la nieve, y se forma, de una manera que no ha sido explicada enteramente, cuando se oxidan los metales.

104. Preparación. — Cuando se echa peróxido de sodio poco a poco en un ácido diluído se forma peróxido de hidrógeno libre, el cual se disuelve inmediatamente en el líquido.

Otra manera de formarlo es haciendo reaccionar en frío el peróxido de bario con ácido sulfúrico diluído.

Comercialmente se usa el ácido fosfórico en vez del ácido sulfúrico y después se precipitan los demás productos y las impurezas de la solución.

También se produce el peróxido al pasar una corriente de anhidrido carbónico por peróxido de bario suspendido en agua.

El peróxido puro se obtiene por medio de la destilación de cualquiera de sus soluciones bajo presión reducida. Es mucho menos volátil que el agua, pero se descompone violentamente en agua y oxígeno a 100° C.; de aquí que sea necesaria la baja presión para facilitar la destilación a una temperatura inferior a 100° C. A 68 mm. de presión el agua comienza a pasar a unos 45° C. y la última parte del líquido hierve a unos 85° C. y es casi todo peróxido de hidrógeno.

105. Propiedades. — Es un líquido viscoso que *ampolla* la piel cuando está puro. Las soluciones comerciales no tienen fuerza fija. En estas soluciones tiene un olor penetrante y un sabor metálico desagradable. El peróxido mientras más puro es más inestable. Se descompone poco a poco a la temperatura ordinaria y rápidamente si se calienta. A las soluciones comerciales se les agrega una pequeña cantidad de ácido para aumentar su estabilidad.

El álcali y la mayoría de las sales aceleran su descomposición. La facilidad con que suelta el oxígeno hace de él un magnífico agente oxidante y no sólo ataca a las materias orgánicas sino a algunos metales pulverizados. En esto se parece al ozono con el cual es a veces confundido. Convierte los sulfuros en sulfatos y se usa extensamente para quitarle el color a las sustancias animales y vegetales, tales como el cabello, las plumas de avestruz, la cera, etc. También se usa como un desinfectante o antiséptico en medicina y cirugía. También sirve a veces como agente reductor en casos especiales. Fue descubierto por Thenar, químico francés, quien lo usó para restaurar pinturas antiguas.

CAPÍTULO V

LA ATMÓSFERA

Representación: N_4O

106. Descripción. — La atmósfera de la tierra es la capa de gases que rodea nuestro planeta. A esta reunión de gases se le da el nombre de *aire*. El aire es, pues, una mezcla y no un compuesto; sin embargo, se le representa a veces así: N_4O. Ésta no es una representación exacta porque no incluye siquiera todos los componentes principales. Estos son: el oxígeno, el nitrógeno y los gases raros de la atmósfera (la familia del helio). Estos elementos se encuentran siempre en una proporción casi constante. Los elementos secundarios, por el contrario, jamás tienen proporción alguna; su cantidad es variable y muy pequeña. Estos componentes son el anhidrido carbónico y el vapor de agua. Hay además impurezas locales como el anhidrido sulfuroso y el polvo.

La atmósfera ha sido estudiada con relación a la combustión, a la vida de los animales y de las plantas, al efecto de su peso, a su composición y a sus diferentes propiedades.

107. Propiedades de la atmósfera. — El aire tiene peso. Un pie cúbico pesa 1.28 onzas. El peso total de la atmósfera se ha calculado en cinco mil millones de millones de toneladas. Esta enorme masa que descansa sobre la tierra ejerce una presión de 15 libras por pulgada cuadrada. Esa presión por pulgada cuadrada se llama *una atmósfera de presión*. Diez atmósferas significan una presión diez veces mayor, es decir, ciento cincuenta libras por

pulgada cuadrada. Es esta presión lo que hace que el agua suba por las bombas y los sifones; es variable y se siente en todas direcciones. Nosotros vivimos en el fondo de la atmósfera y por consiguiente bajo su presión.

La presión normal de la atmósfera es igual al peso de una columna de mercurio que mide 760 mm. ó 29.92 pulgadas de alto de un milímetro cuadrado o una pulgada cuadrada de base, respectivamente. El aparato que sirve para medir esta presión se llama *barómetro*. El peso de un litro de aire seco a 0° C. y 760 mm. es de 1.293 gramos.

La atmósfera contiene entre 20.26 y 21.00 partes de oxígeno y 78, más o menos, de nitrógeno por volumen. La diferencia entre esta suma y 100 la constituyen los gases inertes, el vapor de agua, el anhidrido carbónico y las demás impurezas.

108. Oxígeno y nitrógeno. — Así como el oxígeno es muy activo, el nitrógeno no es activo en lo absoluto, por lo que se dice que es inerte. El nitrógeno sirve para diluir el oxígeno. La actividad química de la atmósfera se debe al oxígeno. Sin el nitrógeno la acción oxidante sería demasiado rápida.

El nitrógeno fué descubierto por Rutherford, químico inglés, en 1772 y estudiado por Lavoisier en 1777, quien explicó su presencia y sus funciones en la atmósfera.

Boyle, Priestley, Rutherford y Scheele contribuyeron con sus trabajos a estas explicaciones.

Hasta 1895 se creía que el aire consistía sólo de oxígeno y nitrógeno; pero los métodos modernos nos han demostrado que su composición volumétrica exacta es de 78.06% de nitrógeno, 21% de oxígeno y 0.94% de los demás, cuando se ha despojado del vapor de agua y del anhidrido carbónico.

Graham ha dicho que si los gases de la atmósfera se pudieran separar en capas, de acuerdo con su peso específico, tendríamos las siguientes proporciones en este orden: sobre la tierra, 5 pulgadas de agua; sobre ésta, 13 pies de anhidrido carbónico; sobre éste, una milla de oxígeno y sobre éste, cerca de cuatro millas de nitrógeno. Ahora tendremos que agregar una capa de argón de 90 yardas entre el oxígeno y el anhidrido carbónico.

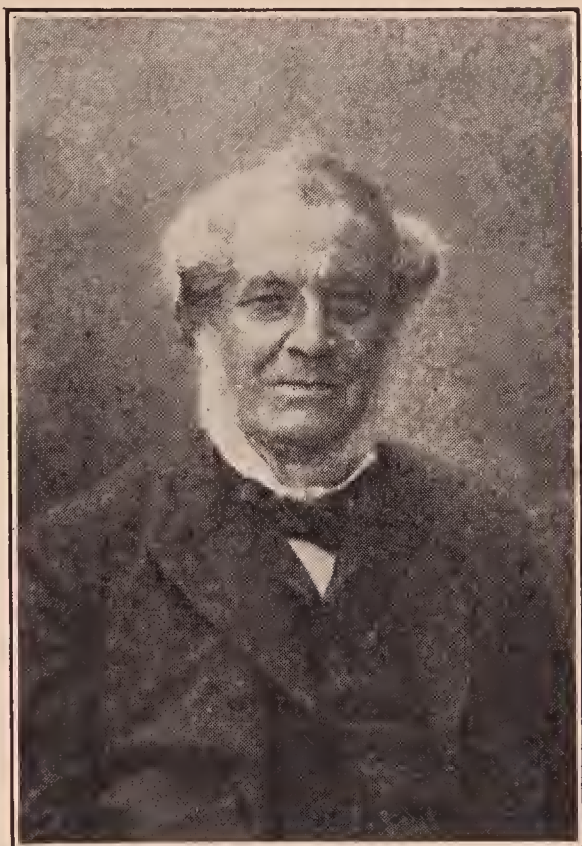


Fig. 24. — Roberto Bunsen.

La composición de la atmósfera fué estudiada por Priestley; pero sus resultados no fueron satisfactorios. En 1781 Cavendish demostró por primera vez que las proporciones de oxígeno y de nitrógeno eran casi constantes en el aire. Desde entonces al presente sus resultados han sido confirmados por muchos químicos, especialmente por Roberto Bunsen, el inventor de la lámpara Bunsen.

Si tomamos un volumen conocido de aire y lo explotamos en un eudiómetro con otro volumen conocido de hidrógeno, la tercera parte de la disminución nos dará el oxígeno, y lo que queda del volumen original de aire después de restado el volumen de oxígeno nos da el nitrógeno, sin tomar en cuenta los demás gases.

Dumas y Boussingault estudiaron en 1841 la composición gravimétrica del aire. Hallaron 23 partes por peso de oxígeno y dedujeron que las otras 77 eran de nitrógeno. Últimamente se ha dicho que la proporción es de 23.2 de oxígeno, 75.5 de nitrógeno, y la diferencia, o sea 1.3, se considera como argón. Esto se refiere a aire seco y despojado de anhidrido carbónico.

109. El aire es una mezcla. — Se dice que el aire es una mezcla por las razones siguientes:

1ª. Porque si unimos oxígeno y nitrógeno en la proporción debida obtenemos un gas idéntico al aire en todas sus propiedades, sin que haya la menor indicación de desarrollo o de absorción de calor, como tendría que suceder si se efectuara una reacción química.

2ª. Porque la proporción volumétrica de sus componentes no es constante.

3ª. Porque la proporción gravimétrica de sus componentes no es un múltiplo íntegro de los pesos atómicos de sus componentes.

4ª. Porque cuando se disuelve aire en agua la proporción de oxígeno disuelto es mayor que la correspondiente de nitrógeno.

Esto no podría suceder si estuvieran en combinación.

110. Humedad y anhidrido carbónico en la atmósfera.— En la atmósfera hay siempre vapor de agua o humedad a causa de la constante evaporación de la superficie de las aguas. La proporción no es constante porque depende de la posición geográfica del país y del calor del día. Cuando hay toda la humedad que puede absorber un volumen dado de aire a una temperatura dada se dice que la *humedad relativa* es de 100% o que el aire está saturado de vapor de agua a esa temperatura. El punto de saturación se llama

también *punto de rocío.* El aire caliente contiene mayor cantidad de vapor de agua que el aire frío. La humedad del aire demuestra su presencia condensándose en las superficies frías, la de un vaso que contiene agua helada, por ejemplo.

La delicuescencia de la sal común, del cloruro de calcio y de otras sales (pág. 98) revela también la presencia del vapor de agua en la atmósfera.

Cuando la temperatura de la atmósfera baja, el vapor de agua se condensa y cae en forma de rocío, llovizna, lluvia, neblina, silente, escarcha, nieve, cellisca o granizo. La sofocación o atmósfera pesada que se siente en las iglesias, en los teatros y en otros lugares donde hay gran cantidad de gente, se debe al exceso de vapor de agua y de anhidrido carbónico.

El anhidrido carbónico es uno de los productos de la respiración animal, de la combustión y de la descomposición de las sustancias orgánicas. Por esta razón el anhidrido carbónico aumenta cada día en la atmósfera; pero afortunadamente es muy pequeña la cantidad aumentada. Esta proporción es generalmente de 4 partes en 10,000 partes de aire; pero es variable dentro de límites mucho más estrechos que los del vapor de agua.

Sobre el océano es mucho menor que sobre una ciudad. En las iglesias o en lugares congestionados de gente a veces llega a 33 partes en 10,000, porque allí se exhala con mayor rapidez de aquella con que puede ser eliminado. Las plantas se encargan de absorber una gran cantidad de este gas, pues él constituye uno de sus alimentos principales.

El anhidrido carbónico es el más denso de todos los gases de la atmósfera; pero gracias a la difusión de los gases se encuentra en cualquier parte de ella. Además de ser pequeña su proporción, está grandemente diluído.

111. Aire líquido. — En 1805 hizo Northmore los primeros experimentos en la licuefacción de los gases. Ensayó con cloro, ácido clorhídrico y anhidrido sulfuroso. Faraday en 1823 no sólo liquidificó el cloro y el anhidrido sulfuroso sino el ácido sulfhídrico, el anhidrido carbónico, el óxido nitroso, el cianógeno y el amoníaco. En 1883 Wroblewski y Olszewski prepararon cantidades apreciables de oxígeno líquido. Por esa época Dewar inventó un aparato el cual le permitió fabricar en grande escala el oxígeno y el aire líquidos. Hampson inventó después otro aparato para fabricar cantidades pequeñas.

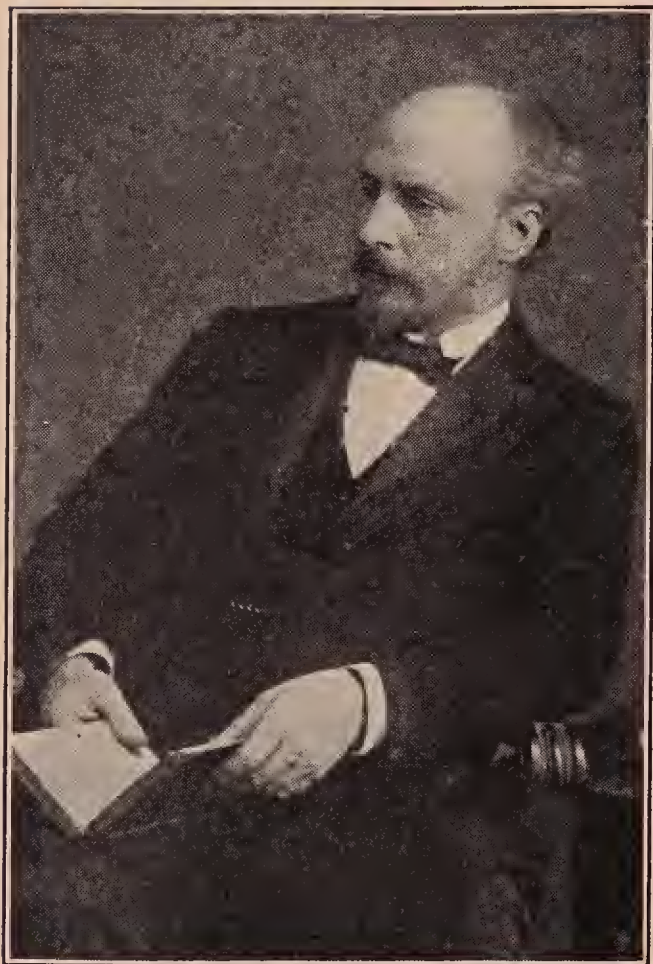


FIG. 25. — Jaime Dewar.

Dewar inventó también un globo para conservar y transportar el aire líquido. El *globo de Dewar* (Fig. 26) consiste en dos frascos o globos uno dentro del otro, unidos arriba, con vacío perfecto entre los dos globos. La superficie del globo interior está plateada o cubierta de mercurio para proteger el aire líquido del calor de la atmósfera.

El aire líquido es una mezcla de varios gases condensados. Tiene color lechoso a causa del anhidrido carbónico y el hielo que contiene. Si se filtra para separar esos sólidos,

el filtrado tiene un color azuloso. Es más pesado que el agua e intensamente frío (– 200° C.).

Si se deja evaporar hierve vigorosamente y el aire a su alrededor se pone frío. Por la evaporación se puede obtener un líquido que contenga de 75 a 95% de oxígeno porque el nitrógeno se evapora primero.

Este líquido se fuerza por medio de bombas en cilindros de hierro y se vende como *oxígeno líquido*. El aire líquido, en virtud de la intensidad del frío que produce, causa cambios físicos extraordinarios. Una vasija de hierro que ha sido enfriada con él se pone tan quebradiza que se puede destrozar con los dedos. Casi todas las sustancias suaves o plásticas que han sido sumergidas en aire líquido se ponen duras y quebradizas. El cuero es la única excepción importante. El mercurio queda tan duro que puede usarse como martillo para clavar un clavo. Si una cafetera con aire líquido se deja reposar sobre un pedazo de hielo, el aire líquido hierve vigorosamente. Si se pone sobre una lámpara, se forma escarcha en el fondo de la cafetera porque el vapor de agua y el anhidrido carbónico se condensan con el frío creado con el aire líquido. Si ahora se echa un poco

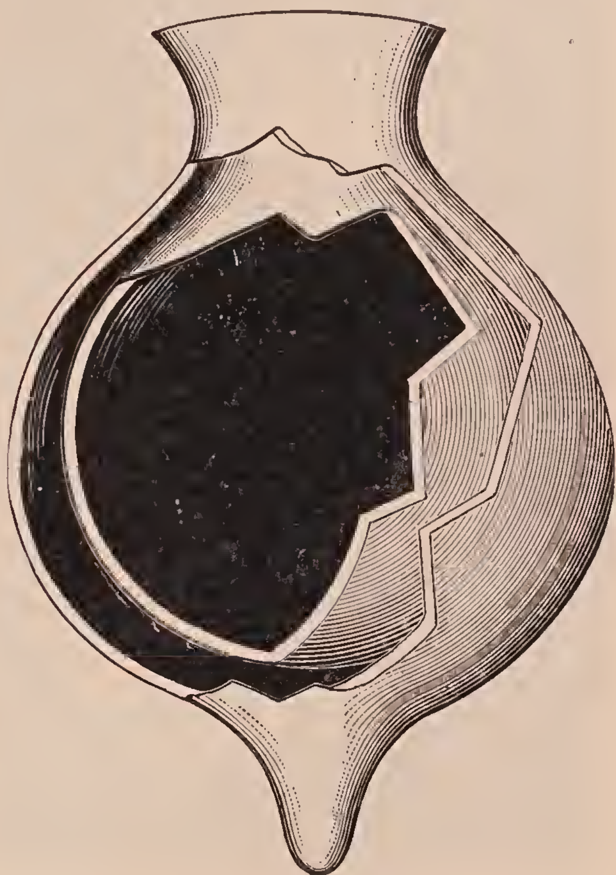


Fig. 26. — Globo de Dewar.

de agua dentro de la cafetera, ésta se convierte en hielo, pues la evaporación del aire absorbe todo el calor del agua. El aire líquido es tan comburente que un pedazo de hierro al rojo arde vigorosamente en él.

El aire líquido se produce hoy forzando aire comprimido frío por un tubo angosto con un orificio pequeño dentro de otro más amplio llamado el *liquidador*. Al disminuir allí la presión y dilatarse el aire, baja su temperatura porque la expansión es un proceso de enfriamento. El *liquidador* tiene así una temperatura cada vez más fría y el aire que viene entrando se convierte en líquido.

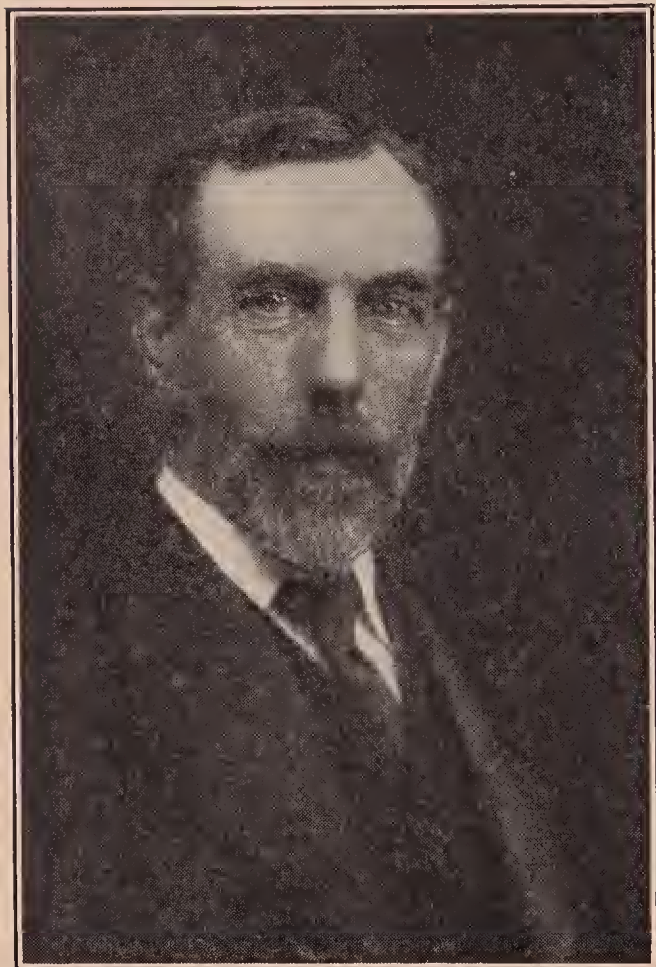


FIG. 27. — Guillermo Ramsay.

La Familia del Helio

Argón

Símbolo = A P. A. = 39.9
Val. = 0

Este nombre se deriva del griego y significa *inerte*. Lord Rayleigh notó que cuando el nitrógeno se preparaba del aire un litro pesaba 1.2572 gramos mientras que preparado de otras sustancias sólo pesaba 1.2505. La diferencia — cerca de 7 miligramos — era muy grande para ser error experimental. Esto lo hizo sospechar la existencia de algún elemento pesado en la atmósfera. Poco después, en 1894, el

profesor Guillermo Ramsay obtuvo el argón por medio de la unión del nitrógeno con el magnesio para formar el nitruro correspondiente. El argón quedó libre. Este elemento tiene un peso molecular de 39.9 y una afinidad o valencia igual a cero, pues no se une con ningún elemento conocido. Su densidad, es pues, una y media vez la del nitrógeno y su solubilidad en agua guarda la misma proporción.

La molécula de este gas, como la del mercurio, es monoatómica.

Hay dos métodos fáciles para preparar el argón. Se puede pasar el aire sobre cobre candente para que se apodere del oxígeno, así:



$$N_4OA + Cu = CuO + N_4A$$

Entonces la mezcla de nitrógeno y argón se pasa sobre el magnesio, el cual se apodera del nitrógeno.



$$N_4A + 6Mg = 2Mg_3N_2 + A$$

El argón pasa entonces puro y se recoge por desalojamiento del agua o de mercurio. El otro método es por medio de la corriente eléctrica.

Helio

Símbolo = He   P. A. = 4   Val. = 0

Lockyer en 1868, fue el primero en descubrir una línea anaranjada en el espectro solar, la cual no la producía ninguna sustancia de la tierra hasta entonces conocida. Él, con sobra de razón, la atribuyó a un nuevo elemento y llamó a éste helio, por haberlo hallado en el sol.

Ramsay estudiaba el origen del argón y descubrió en 1895 que el gas que se desprendía de algunos minerales de uranio, iterbio y torio no era siempre hidrógeno como decían los geólogos sino que a veces era un gas muy liviano que daba el espectro hallado por Lockyer en el sol. Este gas

se ha encontrado después en la atmósfera en pequeñas cantidades.

El helio es también inactivo, monoatómico y su densidad es de 4. Se encuentra en los gases de las fuentes minerales y es un producto de desintegración de los elementos radioactivos; por consiguiente se está produciendo y se escapa de la tierra constantemente.

Neón

Símbolo = Ne   P. A. = 20   Val. = 0

Kriptón

Símbolo = Kr   P. A. = 83   Val. = 0

Xenón

Símbolo = Xe   P. A. = 130   Val. = 0

Sir William Ramsay, por medio de repetidas licuefacciones del argón obtenido del aire y las subsecuentes evaporaciones fraccionarias, logró separar el helio y el neón con un poco de argón de los demás gases y después el argón, el kriptón y el xenón entre sí. Por la congelación con hidrógeno líquido separó el helio, el neón y el poquito de argón entre sí.

Todos estos gases son inactivos. Los cinco forman el grupo cero, agregado por su descubridor al cuadro periódico. El neón tiene densidad de 20, el kriptón de 83 y el xenón de 130. A los cinco se les llama los gases raros o inertes de la atmósfera.

CAPÍTULO VI

EL NITRÓGENO Y SUS COMPUESTOS PRINCIPALES

Símbolo = N Valencia 3 y 5 P. A. = 14 P. M. = 28

112. Descripción. — Cuando el oxígeno del aire se elimina queda un gas que es en su mayor parte nitrógeno. Lavoisier, quien estudió este gas en 1777, le dió el nombre de ázoe, tomado de una palabra griega que significa vida, para dar a entender que el gas no sostiene la vida ni la combustión. Pero Rutherford y Chaptal lo habían llamado ya, cuando lo descubrió el primero, nitrógeno, del latín *nitrum*, que significa nitro porque fué en esta sal donde lo encontró en 1752.

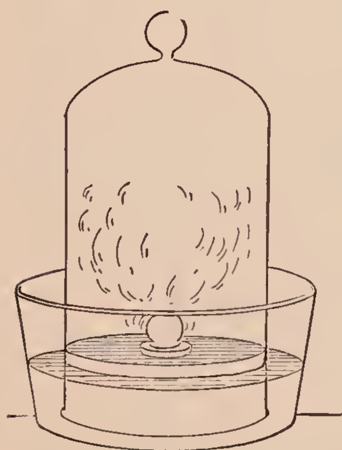


Fig. 28. — Preparación del nitrógeno.

113. Estado natural. — El nitrógeno forma las cuatro quintas partes del volumen del aire y se encuentra, además, en el estado de combinación en la mayor parte de los compuestos animales y vegetales.

114. Preparación. — El método de laboratorio para preparar el nitrógeno es el de separar el oxígeno del aire por medio del fósforo. Para llevarlo a efecto se hace flotar sobre una vasija pneumática llena de agua una tapa de crisol en la cual se ha colocado un pedacito de fósforo. Se enciende éste y se invierte sobre él una campana de vidrio la que se baja gradualmente dentro del agua. El fósforo se combina con el oxígeno del

aire, lo que se nota a la simple vista porque el nivel del agua en el interior de la campana es más alto que el nivel exterior y en la campana queda el nitrógeno con las demás impurezas del agua. Al principio se nota una nube densa que se disipa después y entonces queda el gas incoloro.

También puede prepararse el nitrógeno calentando una solución concentrada de nitrato de amonio o pasando una corriente de aire sobre cobre calentado al rojo.

La fijación del nitrógeno del aire por medio de un método barato y sencillo ha sido un problema que ha atraído la atención de los mejores químicos del globo por muchos años. Hall en 1912 descubrió un método por el cual se fijaba electrolíticamente el nitrógeno del aire en escala comercial y estableció una fábrica de nitratos en la población de Niagara Falls (Cataratas del Niágara) en el estado de Nueva York, Estados Unidos. Durante la guerra mundial se inventó otro método también electrolítico cuyos detalles no se conocen todavía pero que los expertos militares aseguran que es infinitamente más barato que el conocido anteriormente. Este método le permitió a los alemanes hacer todos los explosivos y toda la pólvora que usaron durante los cuatro años de guerra sin necesidad de importar nitratos.

115. Propiedades. — El nitrógeno es un gas incoloro, inodoro e insípido, como es natural suponer, puesto que el aire que lo contiene posee estas tres propiedades. Cuando se licúa, forma un líquido incoloro que hierve a − 194° C. y se solidifica a − 214° C. Su solubilidad en el agua es menor que la del oxígeno. La densidad del gas demuestra que la fórmula del nitrógeno libre es N_2. El nitrógeno se une directamente con muy pocos elementos y a la tem-

peratura ordinaria es absolutamente indiferente. Cuando se pasa sobre el litio, el calcio, el magnesio y el boro se une directamente con estos metales formando los correspondientes nitruros o nitridos, es decir, Li_3N, Ca_3N_2, Mg_3N_2 y BN. Cuando se junta con oxígeno o hidrógeno y se hace explotar la mezcla por medio de una corriente eléctrica, se forman pequeñas cantidades de peróxido de nitrógeno o de amonia. La mayor parte del nitrógeno que contienen las plantas lo obtienen de los abonos que se echan a la tierra todos los cuales contienen nitrógeno.

116. Relación del nitrógeno con la vida. — La vida tiene íntima relación con varios gases, tales como el oxígeno, el vapor de agua, el nitrógeno y el anhidrido carbónico, todos los cuales tienen que ver de algún modo con la nutrición de las plantas. El nitrógeno, como ya se ha dicho, es un gas inerte y el oxígeno un gas demasiado activo, así es que el oficio del primero en la atmósfera es diluir los componentes de ésta y neutralizar un tanto el poder oxidante del oxígeno. El nitrógeno no es venenoso ni asimilable por el sistema humano. El aire que deja los pulmones contiene $79\frac{1}{2}$ %. La carne y las secreciones del cuerpo contienen nitrógeno. Para que el nitrógeno sea asimilable tiene, pues, que estar en combinación. Los animales lo toman en forma de carne lisa, pescado, trigo y otros granos. Las plantas lo toman del suelo en la forma de nitrato o de amonia. Por eso se fertiliza la tierra con sustancias nitrogenosas orgánicas que decaen fácilmente. Las leguminosas (las arvejas, los frijoles, los guisantes, etc.) tienen unos tumorcillos en las raíces donde se crían ciertas bacterias que toman el nitrógeno libre del aire que penetra en la tierra y producen los nitratos.

117. Compuestos del nitrógeno. — Los compuestos más

comunes del nitrógeno son el amoníaco (NH_3), descubierto por Priestley en 1774 y llamado « aire alcalino,» la hidracina (N_2H_4), descubierta por Curtius en 1889, el ácido hidroazoico (HN_3), descubierto por él mismo en 1890 y la hidroxilamina (NH_3O), descubierta por Lossen en 1865, la cual actúa químicamente como el amoníaco. De los compuestos inorgánicos del nitrógeno los más comunes son el ácido nítrico y sus derivados. También forma una serie de óxidos con el oxígeno.

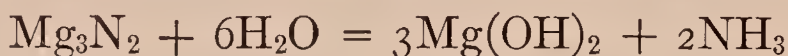
El Amoníaco

Fórmula = NH_3 P. M. = 17

118. Descripción. — El amoníaco es un gas que se encuentra a veces en la atmósfera debido a que se desprende de las sustancias orgánicas en descomposición.

119. Preparación. — El amoníaco puede prepararse de varias maneras. Como ya se ha dicho, el amoníaco puede obtenerse haciendo explotar una mezcla de nitrógeno e hidrógeno por medio de una corriente eléctrica.

Cuando se hace reaccionar un nitrido o nitruro se forma el hidrato del metal y sale libre el gas amoníaco así:



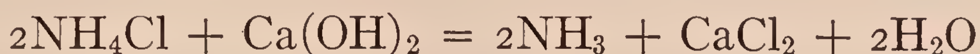
$$Mg_3N_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$

También puede prepararse el amoníaco calentando sustancias animales, tales como cuernos, cueros, plumas, etc., que contienen compuestos de carbón, nitrógeno, hidrógeno y oxígeno. La mayor parte del nitrógeno que contienen sale en la forma de amoníaco. Antes casi todo el amoníaco que existía se obtenía de la destilación de productos animales.

Hoy casi todo se obtiene como un producto lateral de la destilación del coque y de la fabricación del gas del alum-

brado. La solución acuosa que se obtiene se redestila para conseguir otra más concentrada o el gas mismo.

En el laboratorio se prepara calentando una mezcla de cloruro de amonio con un álcali fijo, generalmente hidrato de calcio. La reacción que tiene lugar en este caso es la siguiente:



$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O$$

El gas se recoge generalmente por desalojamiento del aire hacia arriba o por desalojamiento del mercurio, porque es muy soluble en agua. Para obtener una solución del gas basta pasar la corriente a través de un poco de agua.

120. Propiedades del amoníaco. — El amoníaco es un gas incoloro, de olor penetrante y desagradable que causa lágrimas si se aspira en exceso. Su densidad es un poquito más de la mitad de la del aire. Es volátil. Un litro del gas a temperatura y presión normales pesa 0.77 gm. No es combustible ni comburente pero si se calienta el aire o se aumenta la proporción de oxígeno el gas arde con una llama amarilla en esta atmósfera. El amoníaco se liquida con facilidad si se reduce la temperatura a 0° C. y se sujeta a una presión de 4 atmósferas y dos décimos, o se reduce la temperatura a − 34° C. dejando la presión ordinaria. El gas hierve a − 34° C. y se solidifica a − 77° C. Un volumen de agua disuelve 1148 volúmenes del gas a 0° C. y 760 mm. de presión, y a la temperatura ordinaria un volumen de agua disuelve 700 volúmenes del gas. La solución que se obtiene en el comercio con el nombre de amonia concentrado contiene 45% del gas y tiene una gravedad específica de 0.882. Todo el gas puede ser expelido de esta solución si se hierve por algún tiempo.

El amoníaco líquido se usa para los refrigeradores o

cámaras frigoríficas y para la fabricación del hielo. El amoníaco tiene la propiedad de convertirse en gas precipitadamente apenas se reduce la presión o se aumenta la temperatura, y al pasar del estado líquido al estado gaseoso absorbe gran cantidad de calor. El calor de vaporización de este compuesto es de 260 calorías por gramo.

La corriente eléctrica descompone casi en su totalidad el amoníaco en nitrógeno e hidrógeno. Pero lo particular es que la corriente eléctrica pasada a través de una mezcla de los dos gases produce amoníaco. El amoníaco reduce algunos óxidos cuando se pasa sobre ellos.



$$3CuO + 2NH_3 = 3Cu + 3H_2O + 2N$$

El cloro y el bromo se combinan con el hidrógeno del amoníaco y libran el nitrógeno. Esta reacción se aprovecha cuando se desea obtener una corriente de nitrógeno. Su poder para formar una base con el agua es su propiedad más característica. El gas también se une con los ácidos para formar sales que se disocian fácilmente cuando están en solución.

121. Sales. — El cloruro y el sulfato de amonio son las dos sales más parecidas a las sales de sodio. Esta analogía se debe a que el grupo NH_4 se junta con los radicales de los ácidos y actúa como un metal del grupo alcalino. Este grupo NH_4 recibe el nombre de amonio; es electropositivo y monovalente.

122. Compuestos del amonio. — Es claro que el radical NH_4 puede formar la misma serie de sales que los metales forman con los ácidos; pero nos ocuparemos sólo de las más importantes.

El hidrato de amonio o amonia llamado por muchos autores amoníaco lo mismo que el gas, se forma al pasar

una corriente del gas por el agua. Se ioniza con facilidad y da una reacción alcalina. Su composición es similar a la de las demás bases pero contiene en solución gran cantidad del gas mismo.

El cloruro de amonio se forma al pasar una corriente de amoníaco por ácido clorhídrico. Es una sal blanca, cristalina, de olor penetrante y sabor salado; se disuelve con facilidad en agua y al hacerlo reduce la temperatura notablemente. Cuando se calienta se rompe en ácido clorhídrico y amoníaco; es decir, se disocia en sus factores. El cloruro de amonio tiene la particularidad de cambiar del estado sólido al gaseoso y del gaseoso al sólido sin pasar por el estado líquido. Esta propiedad se llama *sublimación.* El producto que se obtiene al sublimar la sal se llama sublimado y es exactamente lo mismo que aquél con que se comenzó, con la diferencia de que el sublimado es un polvo mucho más fino.

El sulfato de amonio se fabrica pasando una corriente de gas por ácido sulfúrico. Es una sal cristalina y amarillosa. Se usa mucho como abono porque contiene gran cantidad de nitrógeno y se usa también para la fabricación del alumbre de amonio y de otros compuestos del amonio.

El nitrato de amonio se fabrica pasando una corriente del gas por ácido nítrico diluído. Es un sólido cristalino y blanco. Se disuelve con facilidad en agua y al hacerlo reduce la temperatura notablemente. Se usa para la fabricación del óxido nitroso.

El sulfuro de amonio se fabrica pasando una corriente de ácido sulfhídrico a través del hidrato de amonio. Tiene la propiedad de disolver la flor de azufre y algunos sulfuros. Se usa en el análisis cualitativo para separar los metales del segundo grupo.

123. Usos del amonia. — El amonia se usa como agente de limpieza, pues sirve para limpiar las telas, especialmente cuando están sucias de grasa; para dar brillo a utensilios de varias clases, para renovar cuadros desvanecidos, para devolverle el conocimiento a las personas en casos de desmayo y como ingrediente en la fabricación de zarazas, de tintas, de carbonato de sodio, y de hielo. Tiene, además, muchos usos domésticos, industriales y agrícolas.

124. La fabricación del hielo. — Si se hace pasar el gas amoníaco alicuado por tubos sumergidos en una solución de cloruro de calcio, el líquido se convierte en gas amoníaco dentro de los tubos y enfría la solución, la cual se puede usar como un refrigerador para hacer hielo. El gas amoníaco se hace pasar luego a un compresor, que se mantiene a baja temperatura, y de este modo vuelve el gas al estado líquido. El proceso se dice entonces que es continuo.

En las fábricas de hielo se fuerza el amoníaco líquido por una serie de tubos sumergidos en un gran tanque lleno de una solución de cloruro de calcio. La tubería le da una vuelta completa al tanque. Dentro de esta solución fría se hacen entrar hasta su nivel moldes de hierro galvanizado llenos de agua. Como la solución tiene una temperatura más baja que la del hielo a causa de la constante vaporización del gas, pronto absorbe todo el calor del agua y la convierte en hielo. Apenas está el amoníaco en estado gaseoso se le saca de la tubería por medio de un aspirador poderoso y se le hace entrar en otro tanque donde se vuelve a condensar y de donde se lleva otra vez, cuando se necesita, al tanque de la solución de cloruro de calcio. Es claro que se pierde muy poco amoníaco en esta operación y se usa repetidas veces. El agua debe ser lo más pura posible; se obtiene generalmente por la condensa-

ción del vapor de agua de las calderas que se usan para generar la energía que mueve las bombas y el aspirador. Las maquinarias para la fabricación del hielo pueden ser de cualquier tamaño. La mayor parte de los vapores y de los hoteles de las ciudades grandes tienen su planta de hielo.

El Ácido Nítrico

Fórmula = HNO_3 P. M. = 63

125. Descripción. — El ácido nítrico es uno de los compuestos más importantes del nitrógeno. Se conoce desde el tiempo de los alquimistas, pues éstos lo usaban en una mezcla que servía para disolver el oro. El ácido nítrico se usa para preparar muchos compuestos del nitrógeno.

Este ácido se obtiene del nitrato de sodio, conocido con el nombre de piedra lipe, que se encuentra en grandes depósitos en las provincias de Tacna y Arica que se disputan Perú y Chile. Los depósitos varían en magnitud, pero son en promedio de una milla de ancho y más de 200 millas de largo y contienen de 20 a 55% de la sal pura. La purificación de esta sal se lleva a cabo por medio de la recristalización.

También se usa el nitrato de potasio para la fabricación de este ácido. Esta sal abunda en la India, en Persia y en otros países orientales. Nace de la oxidación de despojos animales debido a la acción de bacterias nitrificadoras. La potasa y la sosa del suelo producen, junto con los productos de oxidación del nitrógeno, nitrato de potasio y de sodio. Lo mismo sucede con el calcio.

126. Preparación. — Cuando se trata el nitrato con un ácido cualquiera se produce el ácido nítrico en virtud de una doble sustitución reversible que tiene lugar. El

nitrato de sodio se usa casi exclusivamente porque es la sal más común de las que contienen el radical nítrico. La reacción es la siguiente:



$$NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$$

El ácido nítrico es más volátil que el ácido sulfúrico, pero las sales no son volátiles. Los materiales se calientan en retortas de hierro y el vapor se condensa en serpentinas de barro enteramente rodeadas de agua. También puede producirse el ácido nítrico por la reacción del peróxido o del pentóxido de nitrógeno con el agua. El peróxido se une directamente con el agua y forma ácido nítrico y óxido nítrico, el cual al escaparse del agua forma otra vez peróxido con el oxígeno del aire.

En el laboratorio se prepara por medio de la reacción entre el ácido sulfúrico y el nitrato de sodio y se condensa por medio de agua de hielo la cual se echa constantemente sobre el receptáculo. A veces, en el aula de conferencias, como experimento de interés meramente científico, se produce el ácido nítrico por la unión directa de los tres gases componentes por medio de la chispa eléctrica. En otras ocasiones se lleva a cabo la union del nitrógeno y el oxígeno solamente por este método y el producto se hace pasar por un receptáculo lleno de agua en el cual se produce el ácido nítrico. Las descargas eléctricas forman pequeñas cantidades de ácido nítrico cuando la atmósfera está húmeda.

La reacción entre el nitrato de sodio y el ácido sulfúrico cuando la temperatura es muy alta da como producto lateral el sulfato de sodio en vez del sulfato ácido de sodio.

127. Propiedades. — El ácido nítrico puro es perfectamente incoloro, pero el comercial es de un color amarillo

subido a causa de otros compuestos nitrogenados, del cloro y de los compuestos de hierro que tiene en solución. Hierve a 86° C. y se condensa hasta solidificarse a – 47° C. Produce humos densos cuando sus vapores se ponen en contacto con el aire. El ácido nítrico concentrado que se conoce en el comercio es una solución acuosa que contiene 68 % de ácido. Al igual que el ácido clórico y otros ácidos oxigenados de los halógenos, el ácido nítrico es mucho más estable cuando está mezclado con agua. El ácido puro se descompone mientras se lleva a cabo la destilación, lo mismo que el ácido clórico, pero con la diferencia de que no es explosivo, y la reacción es como sigue:



$$4HNO_3 = 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

El ácido nítrico humeante tiene un color rojo-amarillento y contiene gran cantidad de peróxido de nitrógeno en solución. Se produce cuando se destila el ácido nítrico con almidón. Éste reduce parte del ácido nítrico y liberta más peróxido del que resulta con la mera destilación.

El acido nítrico se disocia con facilidad cuando se disuelve en agua. Su gran poder de ionización hace de él un ácido muy activo. Cuando reacciona con un óxido o una base produce nitratos. El ácido nítrico es un reactivo de gran poder oxidante. Reacciona enérgicamente con muchos compuestos del carbono para formar los derivados nitrogenados. Así cuando se calienta con fenol (ácido fénico) produce ácido pícrico (trinitrofenol), el cual se cristaliza en forma de agujas amarillas:



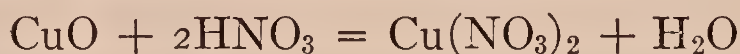
$$C_6H_5OH + 3HNO_3 = C_6H_2OH(NO_2)_3 + 3H_2O$$

Los alcoholes orgánicos actúan de otro modo con el ácido nítrico. Así la glicerina ($C_3H_5(OH)_3$) cambia sus oxhi-

drilos por tres radicales nítricos y este producto se llama nitroglicerina (dinamita).

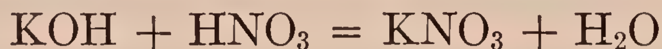
128. Usos. — El ácido nítrico es uno de los compuestos más usados en el laboratorio. Se usa en grande escala en la fabricación de nitratos, anilinas, ácido sulfúrico, nitroglicerina, algodón pólvora y para refinar oro y plata. También se usa para grabar en cobre.

129. Nitratos. — El ácido nítrico es un ácido monobásico y forma una serie de sales con los metales las cuales son bien conocidas y se llaman *nitratos*. Los nitratos son todos solubles en agua. Se descomponen con la acción del calor y se producen también por la interacción del ácido nítrico con una base, con un óxido o con una sal. Cuando se producen por la acción de un ácido sobre un óxido tiene lugar la reacción siguiente:



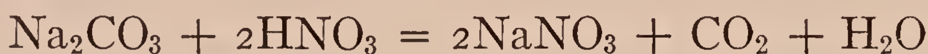
$$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$$

Cuando la reacción es con una base se produce así:



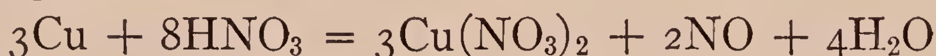
$$KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O$$

Cuando la reacción es con una sal resulta lo siguiente:



$$Na_2CO_3 + 2HNO_3 = 2NaNO_3 + CO_2 + H_2O$$

Cuando la acción tiene lugar sobre un metal la reacción es la siguiente:

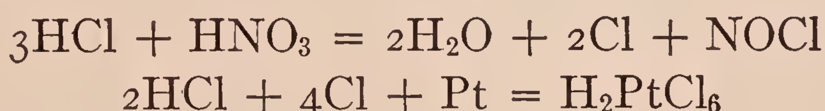


$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

130. La prueba de los nitratos. — Cuando se desea saber si una solución contiene nitratos se procede de la manera siguiente: se le agrega a la solución unas gotas de ácido sulfúrico concentrado y cuando está fría la solución se le echa con una pipeta una solución diluída de sulfato ferroso. En el lugar donde se encuentran las dos capas se forma un anillo oscuro que demuestra la presencia de los nitratos.

131. Ácido nitroso. — El ácido nitroso, según el parecer de algunas autoridades, no es fácil obtenerlo solo porque es muy inestable; pero sus sales, los nitritos, son muy comunes. Los nitritos se forman quitándole a los nitratos un átomo de oxígeno por medio del calor o calentándolos con plomo. Los nitritos despiden vapores rojos cuando se les trata con ácido sulfúrico, lo que proporciona un método sencillo para distinguirlos de los nitratos.

132. Agua regia. — Este nombre se le da a una mezcla de ácido nítrico con ácido clorhídrico concentrado. Esta mezcla es de una potencia tal que disuelve los metales nobles: el oro, la plata y el platino. El oxígeno del ácido nítrico oxida el hidrógeno del ácido clorhídrico y liberta de esta manera el cloro. Este cloro naciente es mucho más activo que la solución ordinaria de cloro a causa de los agentes catalíticos que hay en la solución y por eso se combina con dichos metales formando cloruros con ellos y cloruro de nitrosilo.



$$3HCl + HNO_3 = 2H_2O + 2Cl + NOCl$$
$$2HCl + 4Cl + Pt = H_2PtCl_6$$

Los Óxidos del Nitrógeno

Hay cinco óxidos de nitrógeno que son:

Nombre	Fórmula	Característica
Óxido nitroso	N_2O	Gas incoloro
Óxido nítrico	NO	Gas incoloro
Anhidrido nitroso	N_2O_3	Líquido azuloso
Peróxido de nitrógeno	NO_2	Gas rojizo
Pentóxido de nitrógeno	N_2O_5	Sólido blanco

Sólo tres de estos óxidos son importantes, a saber: el óxido nitroso, el óxido nítrico y el peróxido de nitrógeno.

133. Óxido nitroso. — El óxido nitroso es uno de los muchos productos de descomposición del ácido nítrico, pero se le prepara generalmente por la descomposición del nitrato de amonio. Cuando esta sal se calienta poco a poco se funde primero y después se descompone en agua y óxido nitroso así:



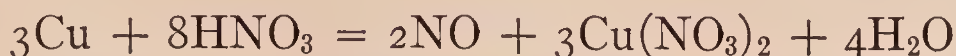
$$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$$

Es un gas incoloro, de sabor dulce y de olor agradable. Es muy soluble en agua fría, pero poco soluble en agua caliente. No es combustible, pero es comburente con respecto de muchas sustancias aunque con menos vigor que el oxígeno. El azufre, por ejemplo, no arde en el gas a menos que esté bien caliente y haya tomado cuerpo la llama antes de introducirlo en él. La propiedad más particular de este gas es su efecto fisiológico. Produce, cuando se respira por corto tiempo, una excitación nerviosa que se manifiesta por medio de la risa, por lo que Davy lo llamó « el gas de la risa ». Cuando se respira por algún tiempo produce insensibilidad al dolor y el sopor de un anestésico. Su acción dura corto tiempo por lo que se puede usar sólo en dentistería o para operaciones rápidas. Es muy fácil liquidificarlo por medio de la presión y el frío y generalmente se le vende en este estado en cilindros de hierro. Se evapora con absorción de calor lo mismo que el amoníaco.

El óxido nitroso fue descubierto por Priestley en 1776, pero su constitución no fué explicada sino en 1799, cuando Davy hizo un estudio extenso de sus propiedades y probó que es un óxido de nitrógeno.

134. Óxido nítrico. — Este óxido fué el que primero se conoció por el hecho de ser el producto natural de la reacción entre el ácido nítrico y un metal. Generalmente

se le prepara haciendo reaccionar el ácido nítrico con el cobre así:



$$3Cu + 8HNO_3 = 2NO + 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O$$

Este gas es impuro. Cuando se desea obtener más puro, se usan generalmente el sulfato de hierro y el ácido nítrico.

El óxido nítrico es un gas incoloro. Al combinarse con el oxígeno del aire forma vapores rojizos de peróxido de nitrógeno, así:



$$NO + O = NO_2$$

Esta propiedad lo distingue de todos los demás gases. Cuando ha sido solidificado se derrite a – 150° C. y una vez en forma líquida hierve a – 142.4° C. bajo una presión de 757 mm. Es poco soluble en agua. Este gas es el más estable de todos los óxidos de nitrógeno. Es muy poco comburente pues sólo mantiene la combustión del fósforo. La del azufre y de la madera no las mantiene. Tiene la particularidad de unirse con muchas sales saturadas. La que forma con el sulfato de hierro, ($FeSO_4.NO$), por ejemplo, es capaz de existir en solución y posee entonces un color de caramelo. Este compuesto es el que forma el anillo en la prueba del ácido nítrico.

135. Peróxido de nitrógeno. — Este gas se forma por la unión directa del oxído nítrico con el oxígeno del aire. Se forma también por la descomposición por medio del calor de un nitrato que no sea ni de potasio, ni de sodio, ni de amonio.



$$Pb(NO_3)_2 = 2NO_2 + PbO + O$$

El óxido del metal es generalmente uno de los productos de la reacción. Cuando la mezcla de gases se conduce a un tubo U sumergido en una mezcla refrigerante, el per-

óxido se condensa a un líquido amarilloso y el oxígeno sale separadamente.

Este gas tiene una propiedad muy particular: cuando está caliente es de un color rojizo y cuando está frío es de un amarillo pálido. Es venenoso y soluble en agua. Se disuelve el ácido nítrico para formar el ácido nítrico humeante. Se despoja de su oxígeno con más facilidad que el óxido nítrico y por tanto es más comburente; la madera, sin embargo, no arde en él. Cuando se le disuelve en agua da ácido nítrico y ácido nitroso. Si el agua no está fría el ácido nitroso que es más inestable da óxido nítrico y ácido nítrico. He aquí las reacciones:



$$2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$$



$$3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO$$

El peróxido de nitrógeno forma un sólido incoloro a bajas temperaturas. Está en forma líquida a $-10°$ C. y entonces tiene un color amarillo pálido. Según va aumentando la temperatura va enrojeciéndose el color y a 600° C. el gas vuelve a perder su color y queda perfectamente incoloro.

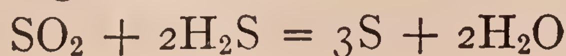
CAPÍTULO VII

EL AZUFRE Y SUS COMPUESTOS

Símb. = S P. A. = 32 Val. = 2, 4 P. M. = 64

136. Estado natural. — El azufre se encuentra libre en las regiones volcánicas donde generalmente está mezclado con piedras calcáreas y otros minerales. Ocupa los poros de la piedra pómez. Cuando un mineral contiene a otro de esta manera recibe el nombre de *matriz.*

También se encuentra el azufre libre en depósitos formados por la acción bacterial. Los principales depósitos de esta clase existen en Alemania y en el estado de Louisiana. En combinación, el azufre se encuentra en muchos compuestos. Los gases volcánicos y las sustancias de origen animal y vegetal lo contienen. Ocurre también en algunos minerales en forma de sulfuros y de sulfatos, tales como el sulfuro de zinc, el sulfuro de plomo, llamado *galena,* el sulfato de calcio, el sulfato de bario y el de magnesio, y algunos otros. El azufre es un constituyente de la albúmina y de otras sustancias que se encuentran en el cuerpo humano. Existe combinado con el hidrógeno como sulfuro de hidrógeno, que recibe también el nombre de *ácido sulfhídrico,* y se produce siempre que hay materia orgánica en descomposición. Se cree que el azufre que se encuentra en las regiones volcánicas ha sido precipitado en la reacción entre el ácido sulfhídrico y el anhidrido sulfuroso que salen de los volcanes. La reacción entre los dos gases es la siguiente:



$$SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$$

El azufre es uno de los componentes de la cebolla, del ajo, del rábano y de algunos otros vegetales fuertes, así como de la yema del huevo, del petróleo, del carbón animal y de muchos compuestos complejos del cuerpo humano. Esto quiere decir que forma parte de infinidad de compuestos.

137. Historia. — El azufre se conoce desde tiempo inmemorial. Los alquimistas lo consideraban como uno de los estados primitivos de la materia, es decir, como un elemento. Cuando se formó el nuevo concepto del elemento se vió que en realidad el azufre era uno de ellos. Desde las edades más remotas el azufre ha desempeñado papel importante en diferentes industrias y antes, más que ahora, ha tenido puesto prominente en la medicina.

138. Extracción y purificación del azufre. — Las regiones volcánicas son, naturalmente, las zonas productoras de azufre en todas sus formas. Sicilia produce más de 500,000 toneladas anuales, lo que constituye una gran parte del producto mundial. Esto se debe no sólo a la ventaja geográfica que le proporciona los depósitos ricos sino a la mano de obra barata. En otras partes de Italia, en el Japón, en Grecia y en algunos estados de la Unión norteamericana, se encuentra también bastante azufre. Además de los depósitos naturales de azufre, este elemento se extrae de las piritas de hierro (FeS_2) cerca de las minas o de las fundiciones de este metal, especialmente cuando se fabrica a la vez ácido sulfúrico.

Por muchos años el azufre se ha extraído por medio de un proceso primitivo que consistía en hacer un rimero de azufre rodeado de una pared de ladrillos del alto de un hombre sobre la superficie inclinada de la tierra, el cual se cubría del mismo mineral pulverizado y después de tierra

dejándole unas chimeneas o respiraderos verticales. Este horno primitivo se encendía por debajo y el calor de la combustión de parte del azufre que formaba el horno derretía el resto que, separado ya de sus impurezas, salía de la pila en forma de una corriente que se solidificaba al contacto del aire frío.

Este método es muy poco económico y produce, además, humos mortificantes por lo cual ha sido sustituído en muchas partes por otro método que podríamos llamar primitivo también, pero que indudablemente tiene gran ventaja sobre el primero. Éste consiste en sustituir el carbón como

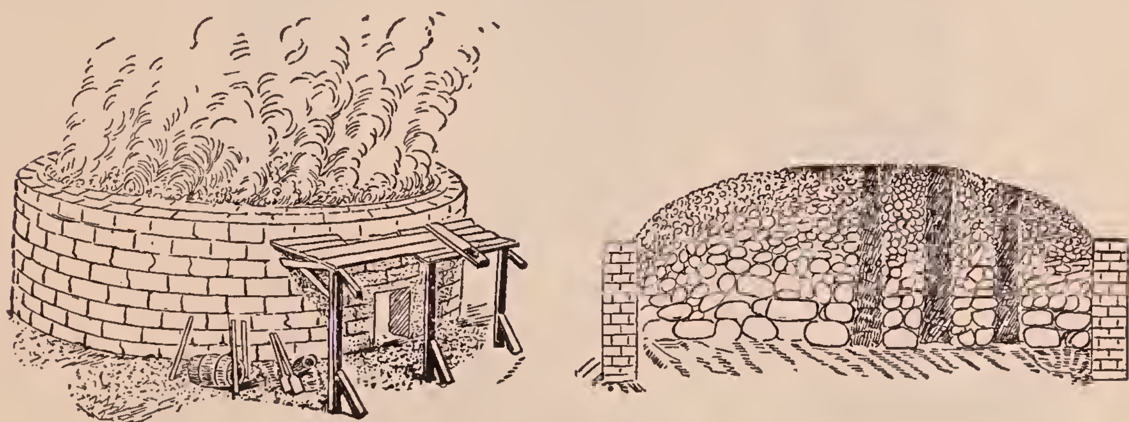


Fig. 29. — Método de los Calcaroni para extraer el azufre.

combustible en el horno que ha sufrido una pequeña modificación con este objeto. Este método a su vez se está sustituyendo por el del agua caliente. En algunas localidades se calienta el azufre por medio de una solución hirviente de cloruro de calcio.

El azufre que se obtiene de sus minerales necesita de purificación, pues contiene de 3 a 4% de impurezas. El aparato de la Fig. 30 es el que se usa con este objeto. El azufre impuro se derrite en la caldera *B* de donde corre al cilindro de hierro *A*. Aquí es calentado nuevamente y los vapores pasan a una cámara grande de ladrillos donde se

esparcen y se condensan en las partes más frías. El polvo que resulta se llama *flor de azufre.* El azufre derretido corre por el fondo y sale por *C* a moldes de madera. Éste se llama *azufre en rolos* o *canutos* o azufre común.

139. Propiedades. — El azufre común es amarillo, sólido, quebradizo, brillante, cristalizado, insoluble en agua; pero casi todas sus variedades se disuelven en

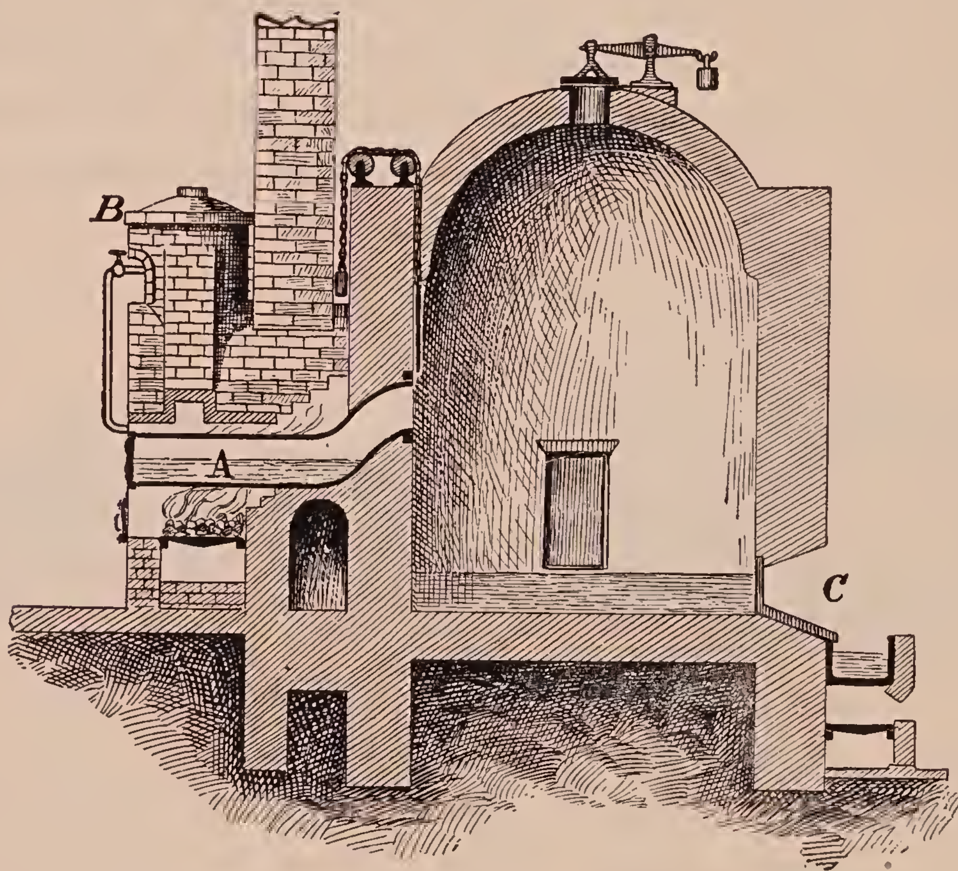


FIG. 30. — Planta para purificar el azufre.

bisulfuro de carbono y, hasta cierto punto, en trementina, petróleo, cloroformo y bencina (C_6H_6). Es inodoro e insípido.

Su densidad es de 2.07. Es mal conductor del calor y de la electricidad. Si se frota atrae cuerpos livianos. A la temperatura más baja que se puede obtener, en forma de vapor, su molécula contiene ocho átomos (S_8) mientras

que a 900° C. o más contiene sólo dos (S_2). La del azufre disuelto, determinada por el punto de congelación, es S_8.

Cuando se calienta a 114.5° C., el azufre se derrite y forma un líquido delgado, amarillo claro. Cuando la temperatura llega a 230° C. el líquido alcanza un color negro, después de pasar por varios tintes de amarillo oscuro. A esta temperatura está espeso. Si se sigue calentando se vuelve flúido otra vez el líquido hasta hervir a los 448° C. Entonces se transforma en un vapor anaranjado que da flor de azufre al condensarse. El azufre arde con facilidad y produce al quemarse el anihidrido sulfuroso (SO_2). Si se quema en oxígeno produce el anhidrido sulfúrico. También se une directa y fácilmente con el hidrógeno, el cloro, el carbono y otros elementos, muy especialmente con los metales, con los cuales forma los *sulfuros*. Algunos metales arden al combinarse con el azufre. El zinc en polvo reacciona violentamente con la flor de azufre.

140. Formas alotrópicas del azufre. — El azufre existe en tres formas por lo menos, dos cristalinas y una amorfa. Cada una se diferencia de la otra en gravedad específica, solubilidad y otras propiedades. El azufre cristalizado puede ser *ortorrómbico* o *monoclínico*. Los cristales que se forman de una solución de bisulfuros de carbono son ortorrómbicos. El azufre de canutos y el que se encuentra libre en la naturaleza pertenecen a este sistema. Cuando el azufre se calienta hasta derretirse y se deja solidificar poco a poco toma la forma de unos cristales a modo de agujas. Estos cristales son monoclínicos, de propiedades enteramente distintas de las del azufre ortorrómbico. Es una sustancia completamente diferente de la otra. Cuando una sustancia tiene dos formas distintas, como en este caso, se dice que es *dimorfa*.

En muchos casos las sustancias dimorfas cambian de una forma a la otra. El azufre monoclínico se trueca en ortorrómbico con la acción del tiempo. Cuando el azufre caliente se enfría de pronto, vaciando el líquido hirviente en agua fría, por ejemplo, adquiere elasticidad y permanece en un estado semi-líquido. A los pocos días se endurece y forma una nueva variedad de azufre que contiene un poquito de azufre ortorrómbico. Este azufre es casi insoluble en los solventes conocidos y no es cristalino, por lo que se llama *azufre amorfo* (del griego *a*, «privado de» y *morfo*, «forma»). Hay otras clases de azufre de color blanco o blanquecino. Con ácido clorhídrico y azufre disuelto en agua de cal hirviente se forma un polvo menudo que lleva el nombre de *leche de azufre*.

141. Usos. — El azufre se usa en grandes cantidades para la fabricación del anhidrido sulfuroso el cual se utiliza para la manufactura del ácido sulfúrico, para blanquear plumas, sedas, paja, lana, flores y para hacer los sulfitos alcalinos empleados en la industria.

La fabricación del bisulfuro de carbono consume también gran cantidad de azufre. El azufre purificado se usa en la fabricación de pólvora, fósforos y fuegos artificiales, en la vulcanización del caucho, en medicina y para destruir los hongos de las viñas.

Ácido Sulfhídrico

142. Los principales compuestos del azufre son los sulfuros, los sulfatos, los sulfitos, los anhidridos sulfuroso y sulfúrico, y el ácido sulfúrico.

Entre los sulfuros está el de hidrógeno, llamado también hidrógeno sulfurado o ácido sulfhídrico (H_2S). Este compuesto se encuentra en los gases volcánicos y es uno

de los productos de descomposición de la materia orgánica sulfurosa en ausencia del aire, como los huevos podridos. Su olor es ofensivo y fuerte. A veces se encuentra en aguas minerales, las que por ello adquieren propiedades medicinales, en el gas del alumbrado, y en la atmósfera cerca de los lugares donde hay sustancias orgánicas sulfurosas en descomposición.

143. Preparación. — El ácido sulfhídrico se prepara de los siguientes modos:

1°. El azufre se une lentamente al hidrógeno a 310° C. Se necesitan 168 horas para que el equilibrio sea completo.

2°. Los sulfuros de los metales, puesto que son sales, reaccionan con los ácidos diluídos y producen el ácido sulfhídrico. El más barato es el sulfuro ferroso y por eso se usa más en el laboratorio. Reacciona así:



$$FeS + 2HCl = H_2S + FeCl_2$$

Generalmente se usa el aparato Kipp (Fig. 31) para obtener una corriente continua. El hidrógeno sulfurado se ioniza con facilidad.

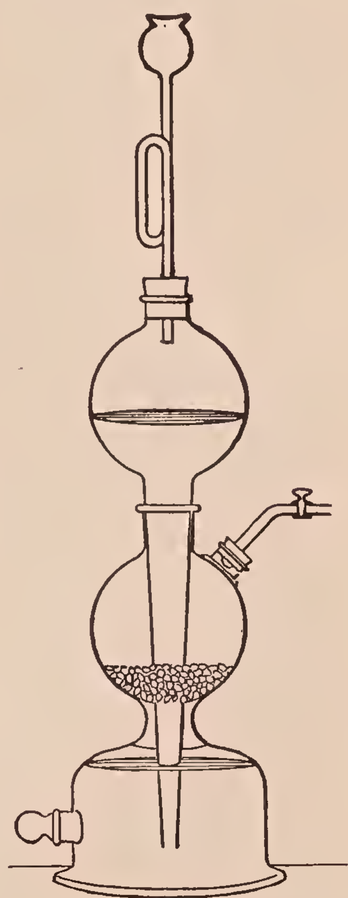
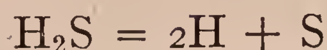


Fig. 31. — Aparato Kipp.

3°. Por la reducción completa de cualquier compuesto que lo contenga, el ácido sulfúrico, por ejemplo.

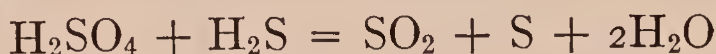
144. Propiedades. — El ácido sulfhídrico es un gas incoloro, de olor ofensivo y penetrante; hierve a −60.4° C. Cien volúmenes de agua a 10° C. disuelven 360 volúmenes del gas. El gas se expele completamente de su solución por medio de la ebullición. Es muy venenoso. Si se respira causa dolor de cabeza y náuseas. En mayor cantidad hace

perder el conocimiento. La vida animal es imposible en el aire que contiene 0.5% de este gas. Cuando el gas se calienta se disocia así:


$$H_2S = 2H + S$$

Es inflamable y arde en el aire con una llama azulosa que disocia parte de él, por lo que una vasija de evaporar fría puesta a esa llama recibe un depósito de azufre.

Es un agente reductor poderoso. Reduce hasta el ácido sulfúrico.


$$H_2SO_4 + H_2S = SO_2 + S + 2H_2O$$

Los metales de la serie electromotiva, incluso la plata, reaccionan con el gas rápidamente y se cubren del sulfuro correspondiente.

Esto prueba su inestabilidad, pues se conduce en este respecto como si fuera azufre libre. La solución acuosa del gas es la que verdaderamente es un ácido débil. Solo 0.07% se ioniza en una solución decinormal. El color rojo que imparte al papel tornasol es muy tenue.

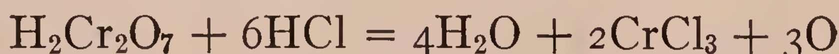
El oxígeno del aire desaloja gradualmente el azufre de la solución y éste aparece como una capa blanca en la superficie.


$$2O + 2H_2S = 2S + 2H_2O$$

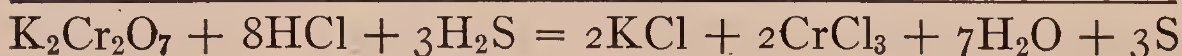
Esta es una acción similar a la del desalojamiento del bromo por el cloro libre.

La solución es también un agente reductor como lo demuestra su acción sobre el yodo. En presencia de un ácido reduce el ácido dicrómico.


$$K_2Cr_2O_7 + 2HCl = H_2Cr_2O_7 + 2KCl$$


$$H_2Cr_2O_7 + 6HCl = 4H_2O + 2CrCl_3 + 3O$$


$$3O + 3H_2S = 3H_2O + 3S$$


$$K_2Cr_2O_7 + 8HCl + 3H_2S = 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3S$$

La primera ecuación representa la interacción común entre dos inógenos, pero la segunda no tiene lugar sino cuando está presente un agente reductor capaz de apoderarse del oxígeno que se liberta.

145. Sulfuros. — El ácido sulfhídrico, puesto que es dibásico, da una sal neutra y otra ácida, como Na_2S y NaHS. Los sulfuros ácidos se obtienen cuando se pasa una corriente del gas por una solución de una base y los normales cuando a esa sal en solución se le agrega un volumen igual al de la base. En el primer caso el ion negativo HS no se disocia más, pero en el segundo el otro átomo de hidrógeno queda sustituído por el metal.

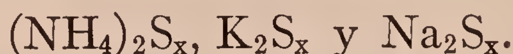
Los sulfuros se producen también por la unión directa del azufre con el metal (pág. 21) pero la mejor manera de obtenerlos es por la precipitación del metal de las sales en solución, por medio de una corriente del gas. El mismo resultado se obtiene al agregar la solución del gas a la solución del compuesto metálico. El cobre, el estaño, el plomo y la plata reaccionan rápidamente. Por eso las cucharas de plata que se usan para comer huevo adquieren una costra oscura. El sulfuro de plomo es de un negro brillante; por eso se usa un papel mojado en acetato de plomo para averiguar si un gas dado contiene hidrógeno sulfurado. Si al contacto del gas el papel se torna negro, el gas contiene H_2S. *Ésta es la prueba del hidrógeno sulfurado.*

Algunos sulfuros tienen colores brillantes, bonitos y característicos que sirven en el *análisis cualitativo* para determinar la presencia de los metales respectivos.

146. Polisulfuros. — El sodio, el potasio y el amonio forman *polisulfuros.* Los sulfuros alcalinos son solubles y si se les agita con flor de azufre disuelven una cantidad de azufre que retienen en una forma casi mecánica. En

estado sólido, cristalizados de la solución, se han obtenido los de sodio Na_2S_2 y Na_2S_5 y los correspondientes de potasio.

En la solución se les expresa así:



$$(NH_4)_2S_x,\ K_2S_x \text{ y } Na_2S_x.$$

Anhidrido Sulfuroso

El anihidrido sulfuroso es el compuesto común del azufre y de oxígeno. Se encuentra en abundancia en los gases volcánicos y en la atmósfera de los lugares donde se refina el azufre.

147. Preparación. — Cuando se quema el azufre en aire se produce este compuesto:



$$S + 2O = SO_2$$

También se forma cuando se asan las piritas de hierro:



$$2FeS_2 + 11O = 4SO_2 + Fe_2O_3$$

Esta reacción sirve de base a la fabricación del ácido sulfúrico en escala comercial.

También se produce el anhidrido sulfuroso cuando se reduce el ácido sulfúrico por medio del azufre o del carbón:



$$2H_2SO_4 + C = 2SO_2 + CO_2 + 2H_2O$$

En el laboratorio se le prepara por la acción del ácido sulfúrico sobre virutas de cobre o sobre un sulfito.



$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

Con el sulfito puede usarse también ácido clorhídrico:



$$Na_2SO_3 + 2HCl = SO_2 + 2NaCl + H_2O$$

148. Propiedades físicas. — El anhidrido sulfuroso es un gas incoloro, de olor sofocante, al que erróneamente se llama a veces «olor de azufre». Se condensa con

facilidad. El líquido hierve a ocho grados bajo cero centígrado. El gas es muy soluble; 100 cc. de agua disuelven 5000 cc. del gas; pero lo expele completamente si se le hierve. Un litro bajo condiciones normales pesa 2.8689 gm.

149. Propiedades químicas. — El anhidrido sulfuroso es un compuesto *estable*. Reacciona con el agua para formar H_2SO_4 en pequeñas cantidades. El gas húmedo descolora las sustancias vegetales. Una flor roja pierde enteramente el color en él. Un pedazo de género pintado con colores vegetales también se torna enteramente blanco. Los objetos de seda, pelo, paja, lana y de otros materiales delicados que se dañarían con el cloro pueden someterse a su acción sin riesgo alguno. La materia colorante no se destruye; se une al anhidrido sulfuroso para formar un compuesto incoloro. Bajo ciertas circunstancias el color vuelve, pues el compuesto formado se descompone. Forma con el cloro el cloruro sulfuril (SO_2Cl).

150. Usos. — El anhidrido sulfuroso se usa en grandes cantidades en la fabricación del ácido sulfúrico. Se vende en estado líquido para blanquear paja, seda, lana, etc.; para la fabricación del papel y del azúcar y la tenería. El gas es un poderoso desinfectante y un preservativo que se usa a veces para conservar vinos, carnes y otros comestibles. Cuando ha sido liquidado absorbe gran cantidad de calor al convertirse otra vez en gas y por eso se usa en la fabricación de hielo. También sirve este gas para fabricar compuestos químicos, muy en especial el sulfito ácido de sodio.

151. Modo de lavar sombreros de Panamá. — Se lava el sombrero con agua y jabón, usando para ello un cepillo de cerdas. Después con agua sola. En seguida se lava con una solución débil de ácido oxálico. Después con agua hasta

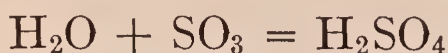
despojarlo por completo del ácido. Este ácido le quita todo el sucio; pero pone amarilla la paja. Para quitarle el color amarillo se coloca el sombrero en la horma y se encierra en una cámara de anhidrido sulfuroso durante doce horas. Entonces se saca, se lava muy bien, se cubre de flor de azufre molida y se deja secar al sol. Para darle la forma deseada se plancha.

Anhidrido Sulfúrico

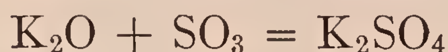
152. Preparación. — La formación del SO_3 desarrolla mucho calor, pero el SO_2 no se une fácilmente con el oxígeno para formarlo. Para lograrlo se usa el método de Knietsch que consiste en pasar ambos gases sobre fragmentos de platino calentados a 400° C. Este método se llama el *proceso de contacto* porque la acción del platino es catalítica. El producto gaseoso se condensa en ácido sulfúrico, cuya concentración se mantiene entre 97 y 98% por medio de una corriente graduada de agua. El ozono se combina rápidamente con el anhidrido sulfuroso. Pueden usarse otras sustancias en lugar del platino. El óxido de hierro es un buen sustituto.

153. Propiedades físicas. — El anhidrido sulfúrico es un líquido que se solidifica en cristales blancos, en forma de agujas, que dan un aspecto de algodón comprimido. Hay otros cristales que parecen asbesto, cuya fórmula es $(SO_3)_2$. Cuando se expone al aire produce vapores densos a causa de la formación de ácido sulfúrico con la humedad del aire. Los cristales se funden a 14.8° C. y el líquido hierve a 46° C. Reacciona violentamente con el agua para formar ácido sulfúrico. Su densidad le da un peso molecular de 80, lo que indica que su fórmula en el estado gaseoso es SO_3.

154. Propiedades químicas. — El gas se disocia en oxígeno y anhidrido sulfuroso. No es ácido; pero es un anhidrido que forma un ácido con el agua. La unión es vigorosa y produce un chirrido a causa del vapor que se forma. Se combina con los óxidos de varios metales para formar los respectivos sulfatos. Si se considera el agua como el óxido del hidrógeno el ácido sulfúrico es el sulfato de hidrógeno correspondiente.



$$H_2O + SO_3 = H_2SO_4$$



$$K_2O + SO_3 = K_2SO_4$$

Los Oxácidos del Azufre

Los oxácidos del azufre más importantes son los dos mencionados, pero hay varios, a saber: el ácido hiposulforoso ($H_2S_2O_4$), el ácido sulfuroso (H_2SO_3), el ácido tiosulfúrico ($H_2S_2O_3$), el ácido persulfúrico ($H_2S_2O_8$) y el ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Además hay una serie de ácidos politiónicos: el ácido ditiónico ($H_2S_2O_6$), el ácido tritiónico ($H_2S_3O_6$), el ácido tetratiónico ($H_2S_4O_6$) y el ácido pentatiónico ($H_2S_5O_6$).

El Ácido Sulfúrico

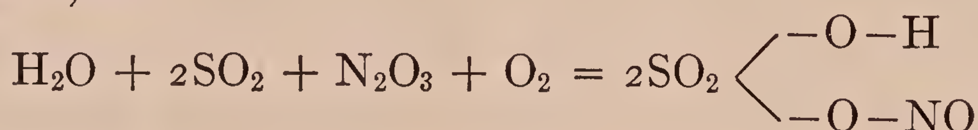
155. Historia. — El ácido sulfúrico (H_2SO_4) se encuentra a veces en algunas aguas minerales. Es uno de los ácidos más antiguos, pues los alquimistas árabes del siglo X lo conocían. Basilio Valentine, químico del siglo XV, fué el primero en estudiar sus propiedades. Él lo preparó de una mezcla de « vitriolo verde » (sulfato de hierro) y arena calentados a « buena temperatura ». El producto es un líquido grasoso llamado « aceite de vitriolo ». En 1740 se introdujo en Inglaterra el método de quemar el azufre y oxidar el producto.

156. Fabricación del ácido sulfúrico. — El proceso más común se basa en que si se oxida el anhidrido sulfuroso en presencia de vapor de agua se produce el ácido sulfúrico, así:



$$SO_2 + O + H_2O = H_2SO_4$$

La oxidación se lleva a cabo por medio de los óxidos de nitrógeno. Esto resulta cuando se mezclan en grandes cámaras anhidrido sulfuroso, aire, óxidos de nitrógeno y vapor de agua. Estas cámaras están forradas de plomo. Por eso este método recibe el nombre de *proceso de las cámaras.* Los óxidos de nitrógeno en presencia del vapor de agua, como se ha dicho, tornan el anhidrido sulfuroso en ácido sulfúrico, el cual se condensa en las paredes y en el suelo de las cámaras. Los óxidos de nitrógeno que pierden así parte de su oxígeno lo recuperan del aire y quedan otra vez en capacidad de oxidar una nueva porción de anhidrido sulfúrico. La reacción produce primero el ácido nitrosilsulfúrico, así:



$$H_2O + 2SO_2 + N_2O_3 + O_2 = 2SO_2 \left\langle \begin{matrix} -O-H \\ -O-NO \end{matrix} \right.$$

El radical NO se cambia por H y da el ácido sulfúrico.



$$2(OH)(NO_2)SO_2 + H_2O = 2H_2SO_4 + N_2O_3.$$

Teóricamente una cantidad muy pequeña de N_2O_3 es suficiente para fabricar eternamente ácido sulfúrico, pero en la práctica se pierde mucho óxido y hay que reponerlo.

El anhidrido nitroso se produce de los vapores de ácido nítrico que se introducen en la cámara. El ácido nítrico se produce por la acción del ácido sulfúrico concentrado sobre el nitrato de sodio.



$$NaNO_3 + H_2SO_4 = HNO_3 + NaHSO_4$$

Como el ácido nitrico es volátil basta muy poco calor para separarlo en forma gaseosa y de esta manera entra con los demás gases en el aparato. La reacción inicial es:



$$H_2O + 2SO_2 + 2HNO_3 = 2H_2SO_4 + N_2O_3$$

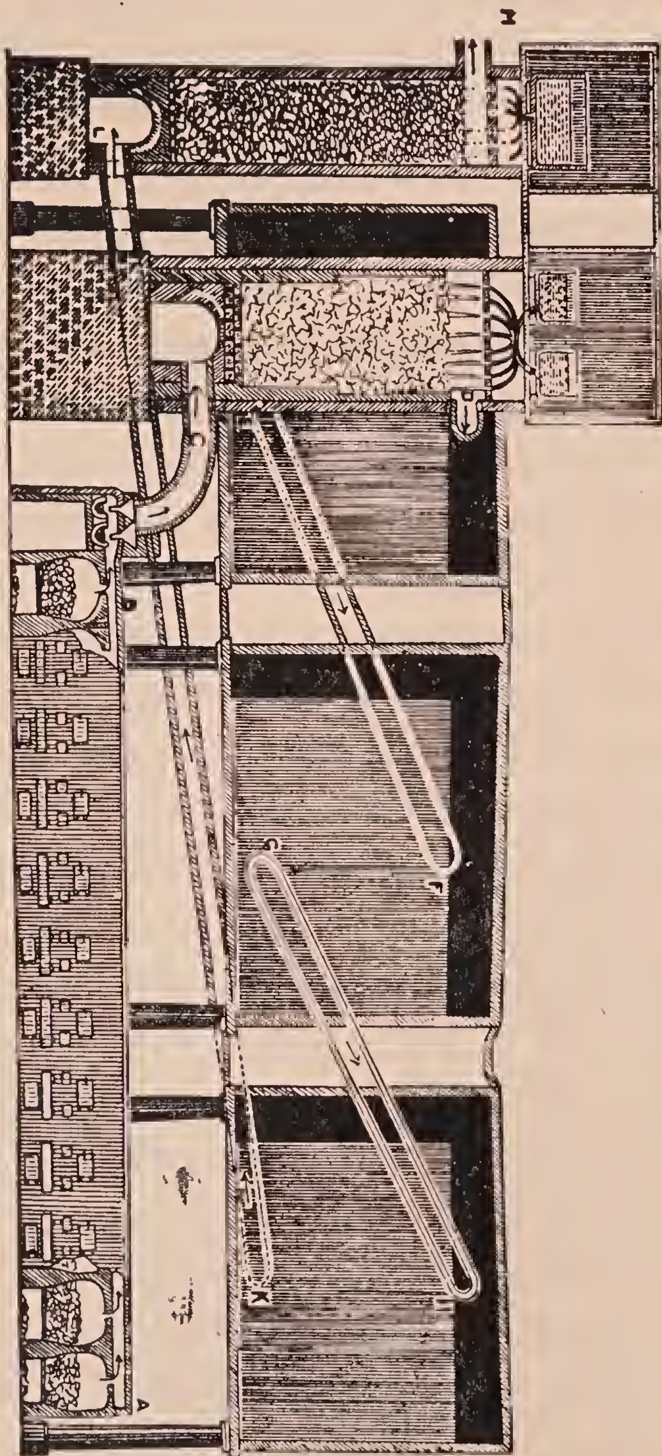


FIG. 32.—Planta de ácido sulfúrico.

A, *B*, fogones en que se queman las piritas de hierro; *C*, pasadizo sobre las palanganas donde se produce ácido nítrico, en el cual se mezclan los gases antes de entrar en la Torre Glover, en la cual termina; *E*, *G*, *K*, cámaras de plomo; *KL*, tubo por donde regresan los gases hasta la Torre Gay-Lussac; *ML*, Torre Gay-Lussac. Sobre las torres se ven los tanques de ácido sulfúrico.

y para demostrar que contiene el óxido de nitrógeno representamos el ácido nítrico como compuesto de una

molécula potencial de agua. Ésta y la molécula real de agua se unen al anhidrido sulfuroso para formar dos moléculas de ácido sulfuroso, y el N_2O_5, al reducirse a N_2O_3, suelta los átomos de oxígeno necesarios para convertir el ácido sulfuroso en sulfúrico:



$$H_2O + 2SO_2 + H_2O, N_2O_5 = 2H_2SO_4 + N_2O_3$$

Los óxidos de nitrógeno por su facilidad para transformarse unos en otros se convierten en simples transmisores de oxígemo.

157. Descripción de la planta. —La planta (Fig. 32) consiste de unos fogones (*AB*) en los cuales se produce el anhidrido sulfuroso quemando azufre o piritas de hierro (las piritas impuras y el sulfuro de zinc necesitan fuego debajo para que continúe la combustión), y de una torre, la *torre Glover*, que está unida a los fogones por un pasadizo largo (*C*), en el cual se mezclan los gases en la proporción deseada y se despojan de los óxidos de hierro y arsénico y de otros materiales que transportan mecánicamente. De este pasadizo entran a la torre Glover donde se unen a los óxidos de nitrógeno. Juntos pasan ahora todos los gases a la primera cámara de plomo (*E*). Estas cámaras tienen de 150,000 a 200,000 pies cúbicos. En ellas reciben inyecciones de vapor de agua y se mezclan completamente. El ácido se condensa y, junto con el exceso de agua, cae por las paredes al fondo de las cámaras; los gases, casi en su totalidad anhidrido nitroso y nitrógeno del aire, pasan por el tubo (*KL*) a la torre Gay-Lussac (*ML*). Esta torre tiene unos 50 pies de alto y está llena de pedacitos de tejas, sobre los cuales gotea ácido sulfúrico concentrado, cuyo propósito principal es el de recoger el anhidrido nitroso para usarlo nuevamente. Este ácido, que contiene el ácido nitrosil-

sulfúrico, se recoge al pie de la torre y se le fuerza por medio de una bomba a la parte superior de la torre Glover. En la torre Glover vuelven a libertarse los óxidos de nitrógeno. La torre Glover es una torre alta, llena de piedrecitas sobre las cuales gotean dos clases de ácido sulfúrico: uno diluído y el otro que contiene los óxidos de nitrógeno de la torre Gay-Lussac. Como estos gases están calientes, el ácido se concentra en esta torre y sirve nuevamente para la absorción del óxido de nitrógeno. Para reponer el anhidrido nitroso que se pierde se produce ácido nítrico nuevo por la reacción del nitrato de sodio y el ácido sulfúrico en unas palanganas que se colocan en el pasadizo (C) de los gases. Se necesitan 4Kg. del nitrato para cada 100 de azufre. El ácido que se acumula en el fondo de las cámaras contiene de 60 a 70% y se saca para evaporarlo en palanganas de plomo primero y de platino o de vidrio después. Este ácido no debe ser concentrado porque entonces absorbería él los óxidos de nitrógeno que se combinan con este ácido cuando tiene una concentración de más de 70%. Después de la última evaporación por el fuego, el ácido que resulta contiene de 96 a 98%. Esa evaporación puede hacerse también en una vasija de hierro.

158. Propiedades. — El ácido sulfúrico es un líquido grasoso e incoloro cuando está puro. El ácido comercial tiene una gravedad específica de 1.83. Cuando el ácido sulfúrico llega a estar en contacto con el agua la absorbe con gran avidez, lo que causa desarrollo de calor considerable. El ácido sulfúrico puro se cristaliza a una temperatura menor de 10° C. Su fórmula, H_2SO_4, indica que es el sulfato de hidrógeno. El ácido se descompone por medio del calor a una temperatura 180° C. a la cual se desprende el anhidrido sulfúrico. Cuando se hierve da

un ácido de un punto de ebullición y de composición constante. El punto de ebullición es entonces 330 y su composición es de 98.33%. El calor de solución del ácido de que se ha hablado antes es de 39,170 calorías. La solución es mucho más estable, es decir, contiene mucho menos energía que el ácido puro, por lo que éste se apodera del agua con gran avidez mientras que la solución no. Muchas sustancias que contienen hidrógeno y oxígeno son dehidratadas por el ácido sulfúrico, es decir, el ácido les quita esos elementos en la proporción de formar agua: dos átomos de hidrógeno para cada átomo de oxígeno. La celulosa, el azúcar y otras sustancias orgánicas parecidas que contienen hidrógeno y oxígeno en esa proporción los pierden enteramente al contacto del ácido y dejan de esta suerte el carbón. Las impurezas principales del ácido sulfúrico comercial son el sulfato de plomo y el trióxido de arsénico, así como algunos óxidos de nitrógeno.

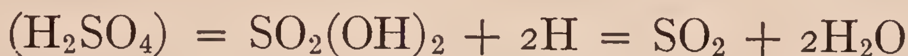
Cuando el anhidrido sulfúrico o trióxido de azufre se disuelve en ácido sulfúrico resulta el ácido sulfúrico humeante llamado también ácido bisulfúrico ($H_2S_2O_7$). Este ácido es una sustancia sólida y está emitiendo constantememte unos vapores blancos de anhidrido sulfúrico. Sus sales pueden prepararse descomponiendo los sulfatos ácidos por medio del calor.



$$2NaHSO_4 = Na_2S_2O_7 + H_2O$$

Como estos compuestos se preparan por medio del fuego se les ha llamado pirosulfitos. La partícula o prefijo *piro* viene del griego y significa « fuego ». Cuando un pirosulfito se disuelve en agua se obtiene nuevamente el sulfato-ácido por medio de la evaporación. En virtud de que el ácido sulfúrico contiene una cantidad tan grande

de oxígeno, es uno de los agentes oxidantes más enérgicos que se conocen. Esta propiedad la ilustra su acción sobre el azufre, el carbono, el cobre y otras sustancias. El ácido sulfúrico, naturalmente, queda reducido a anhidrido sulfuroso y a veces a azufre mismo o ácido sulfhídrico. Los metales más activos, hasta la plata en la serie electromotiva, lo reducen con la formación de los sulfatos correspondientes. El oro y el platino son los únicos metales que no son atacados por este ácido. Hasta el hidrógeno mismo se oxida (forma agua) si se pasa a través de este ácido a una temperatura de 160° C.



$$(H_2SO_4) = SO_2(OH)_2 + 2H = SO_2 + 2H_2O$$

Con las sales que no oxida reacciona y produce una doble descomposición y deja libre el ácido correspondiente. Cuando el nuevo ácido es volátil, como lo es el ácido clorhídrico, este método resulta la manera más barata de prepararlo. Como ácido, el sulfúrico es dibásico; produce sales ácidas y sales neutras.

159. Usos. — El ácido sulfúrico se usa en casi todas las industrias químicas. Así es factor importante en el proceso Le Blanc para la fabricación de la soda, en la refinación del petróleo, en la fabricación de abonos, en la preparación de nitroglicerina y algodón pólvora, en la preparación de muchos otros ácidos, tanto orgánicos como inorgánicos, y en los procesos galvánicos y metalúrgicos.

160. Sulfatos. — El ácido sulfúrico forma los sulfatos normales y los sulfatos ácidos. Los sulfatos ácidos son sales que pierden agua cuando se calientan mientras que los normales son estables. La mayor parte de los sulfatos son solubles en agua pero se exceptúan los de bario, estroncio y plomo, que son insolubles, y el del calcio que es

casi insoluble. Algunos sulfatos se usan extensamente en medicina, como el sulfato de sodio (sal de Glauber), el sulfato de magnesio (sal de Epson), el sulfato de quinina y otros. Muchos sulfatos, como el de cobre y el de zinc, se usan extensamente en las industrias. Los sulfatos ácidos se llaman también bisulfatos y dan una reacción ácida porque contienen el ion HSO_4. Cuando se les calienta producen los *pirosulfitos*.

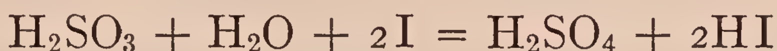
161. La prueba del ion SO_4. — Este ion se encuentra en las soluciones de sulfatos normales y en el ácido sulfúrico así como en los sulfatos ácidos, en este caso unido a un átomo de hidrógeno. Se une al ion positivo, cualquiera que éste sea, y cuando el sulfato que resulta es insoluble, como el de bario, por ejemplo, el nuevo compuesto cae al fondo de la vasija en forma de un precipitado. El bario es, pues, un medio para probar que en una solución existe el ion SO_4. Para facilitar la prueba se calienta la solución hasta la ebullición después de haberla acidulado con ácido clorhídrico y entonces se le agrega un poquito de cloruro de bario caliente gota a gota. Si el ion SO_4 está presente el líquido se enturbia en seguida. Se hierve para ayudar la precipitación y se deja reposar. El sulfato de bario cae al fondo.

Otros Ácidos del Azufre

162. Ácido sulfuroso. — Ésta es una solución acuosa del anhidrido sulfuroso. Cierta cantidad del anhidrido sulfuroso permanece disuelto físicamente mientras que otra porción se combina con el agua para formar ácido sulfuroso. Éste a su vez se disocia en dos iones: H y HSO_3, pero existe también una pequeña cantidad del ion SO_3.

163. Propiedades del ácido sulfuroso. — Este ácido

es tan inestable que sólo se puede obtener en solución. Desde el punto de vista químico es un ácido muy débil y como agente reductor se oxida muy lentamente con el oxígeno libre, y rápidamente con un agente oxidante, formando el ácido sulfúrico. Un halógeno libre añadido a una solución produce ácido sulfúrico y el hidrácido correspondiente:

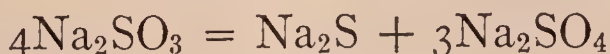


$$H_2SO_3 + H_2O + 2I = H_2SO_4 + 2HI$$

El peróxido de hidrógeno, el permanganato de potasio y otros agentes oxidantes lo convierten también en ácido sulfúrico.

El ácido sulfuroso es dibásico y produce, por consiguiente, una sal ácida y una sal neutra. Tiene el poder de unirse directamente con muchas sustancias orgánicas colorantes, produciendo compuestos generalmente incoloros por lo que este ácido se usa como agente descolorante. Se usa especialmente cuando se trata de materiales que sufrirían con la acción del ácido hipocloroso, tales como la seda, la lana y la paja. El ácido se usa también como desinfectante.

Las sales del ácido se llaman *sulfitos* ya sean ácidas o normales. Los sulfitos se descomponen fácilmente por los otros ácidos y producen ácido sulfuroso que se descompone en seguida con la producción del bióxido de azufre o de anhidrido sulfuroso. El bisulfito de calcio ($Ca(HSO_3)_2$) se usa para disolver el *lignin* de la madera en la fabricación del papel. Cuando se calientan los sulfitos se descomponen para formar sulfatos que son las sales más estables del azufre, así:



$$4Na_2SO_3 = Na_2S + 3Na_2SO_4$$

Los sulfitos se oxidan con facilidad lo mismo que el ácido que los produce y se convierten en sulfatos.

164. Ácido tiosulfúrico. — El ácido tiosulfúrico ($H_2S_2O_3$) no se conoce en estado libre, pero sus sales son de uso común en el laboratorio. La sal de sodio se prepara hirviendo una solución de sulfito de sodio con azufre. La reacción es parecida a la que tiene lugar cuando se le agrega oxígeno al ácido sulfuroso:



$$Na_2SO_3 + S = Na_2S_2O_3$$

El producto, tiosulfito de sodio, llamado comúnmente *hiposulfito de sodio*, se usa en fotografía.

Si a una solución de tiosulfito de sodio se le agrega un ácido se produce en estado libre el ácido tiosulfúrico.



$$Na_2S_2O_3 + 2HCl = H_2S_2O_3 + 2NaCl$$

Pero este ácido se descompone inmediatamente dando por productos azufre y ácido sulfuroso.



$$H_2S_2O_3 = H_2SO_3 + S$$

165. Ácido persulfúrico. — El ácido persulfúrico ($H_2S_2O_7$), como todos los demás, es inestable y sólo puede obtenerse en solución. Sus sales se usan en fotografía para reducir negativos, y se preparan por la electrólisis del sulfato ácido de sodio concentrado. El ácido persulfúrico se forma por la unión de dos iones negativos cuando estos descargan su electricidad en el *anode*.

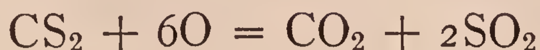


$$2HSO_4 + 2\oplus = H_2S_2O_8$$ [1]

166. Bisulfuro de carbono. — El bisulfuro de carbono es un líquido transparente en su estado puro, incoloro y de un olor muy desagradable. El producto comercial

[1] NOTA. — Los signos ⊕ y ⊖ representan en química las cargas eléctricas de igual intensidad que acarrean los iones.

tiene un color amarillento, generalmente turbio, y un olor sumamente desagradable parecido al de las cebollas en descomposición. Es una sustancia venenosa, volátil y sumamente inflamable que al quemarse produce anhidrido sulfuroso.



$$CS_2 + 6O = CO_2 + 2SO_2$$

Este líquido es insoluble en agua y es un magnífico solvente para caucho, gomas, grasas, resinas, iodo, alcanfor y algunas formas del azufre. Tiene alto poder refractivo y por eso se usan prismas llenos de este líquido para descomponer la luz. En la industria se usa como solvente en la fabricación de cementos para caucho. Se usa también para matar insectos y animales que perjudican las plantas. Hay una infinidad de aceites, ceras y grasas que se extraen por medio del bisulfuro de carbono.

Hasta hace poco se preparaba el bisulfuro de carbono haciendo pasar vapores de azufre, cok o carbón vegetal calentado en retortas de hierro. El producto necesitaba de una purificación muy laboriosa. Ahora se produce por un proceso electrotérmico. Varios grupos de electrodes de carbono se colocan en la base de una hornilla, se les cubre de cok y el cuerpo de la hornilla se llena de carbón vegetal. Se introduce azufre en la hornilla y cuando se pasa la corriente eléctrica el azufre se derrite, se evapora y se une al carbón candente que está sobre los electrodes.

Selenio y Telurio

El selenio y el telurio son dos elementos que pertenecen a la familia del azufre y se parecen mucho a él. Sus compuestos son similares a los del azufre y químicamente se conducen tanto los elementos como los compuestos de

manera similar a los correspondientes del azufre. El nombre selenio se deriva de una palabra griega que significa « luna ». El elemento se encuentra libre entre algunas formas de azufre y, en combinación, con frecuencia toma el lugar del azufre en las piritas de hierro (FeS_2) para formar $FeSe_2$. Se encuentra libre también en las plantas para la fabricación de ácido sulfúrico cuando se usan piritas de hierro para este objeto. Cuando se obtiene por precipitación es amorfo, rojo y soluble en bisulfuro de carbono. También se obtiene semimetálico de un color plomo cuando se ha obtenido por el enfriamiento del selenio derretido.

El elemento se une directamente con muchos metales, arde en oxígeno para formar dióxido de selenio y se une vigorosamente con el cloro.

Telurio, derivado del latín *tellusque*, significa « tierra ». Este elemento ocurre en combinación con hierro y plata en algunos minerales. Es una sustancia blanca y cristalina. Cuando se obtiene por precipitación es un polvo negro. El elemento libre se une directamente con los metales y arde en el aire para formar el bióxido de telurio. Los compuestos del telurio son similares a los del selenio y su preparación es igual.

CAPÍTULO VIII

EL CARBONO Y SUS ÓXIDOS

Símb. = C   Val. = 4   P. A. = 12   P. M. = 24

167. Estado natural. El carbón o carbono es uno de los elementos más abundantes en la naturaleza. Su forma más pura es el diamante, que no es otra cosa que carbono cristalizado. El grafito o plumbago es también una forma bastante pura del carbono y es cristalino lo mismo que el anterior. Las formas impuras llevan el nombre genérico de *carbón amorfo.*

El carbono entra en la composición de una infinidad de sustancias con otros elementos, especialmente con el oxígeno y con el hidrógeno. Se encuentra en el gas de pantano o metano (CH_4) y en todos los carburos de hidrógeno de la misma serie; en el gas natural, en el aceite mineral, en las plantas y en los animales como constituyente de ellos en unión del nitrógeno; en formaciones geológicas en unión de metales con los cuales forma carbonatos, como sucede con los depósitos de mármol ($CaCO_3$), de piedra calcárea, de tiza y otras rocas. Se calcula que el 22% de la tierra es de carbono.

168. El diamante. El diamante cuando se encuentra en la naturaleza no está como acostumbramos verlo en las joyas. Para que adquiera su forma comercial es necesario despojarlo de su corteza exterior, tallarlo y pulirlo. Cuando no ha sido tallado ni pulido se dice que está *en bruto* y tiene la apariencia de un grano de cascajo. Si se quema en una atmósfera de oxígeno no produce más

que anhidrido carbónico, lo que prueba que consta sólo de carbono. Esto lo demostraron Lavoisier, Dumas y Davy de 1772 a 1814. En la escala de dureza tiene el N°.10, es decir, es de las sustancias más duras que se conocen. Si un diamante tallado se somete gradualmente a la presión de una prensa hidráulica entre dos cilindros sólidos de hierro, se incrusta en uno de ellos en vez de romperse, lo que prueba que el hierro es blando comparado con él. Pero si se le da un golpe se quiebra. El diamante se encuentra principalmente en el África del Sur de donde lo exporta Inglaterra. Los diamantes de aquel país son amarillos y comunes. También hay diamantes en el Brasil y en Borneo, cerca del río Vaal. Los más puros y valiosos son los blancos que no tienen jardín, los cuales reciben el nombre de diamantes de *primera agua*. Los hay también azules, rojos, verdes y negros. Estos son los más impuros.

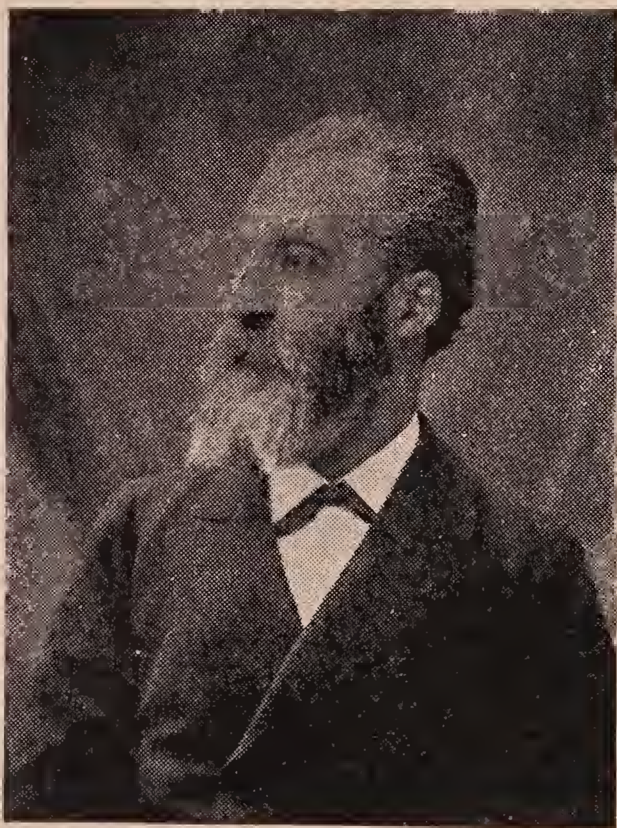


FIG. 33. — Enrique Moissan.

El diamante es insoluble en ácidos o en otros líquidos. Tiene una gravedad específica de 3.5 y no es conductor de la electricidad. Enrique Moissan hizo diamantes artificiales en el hornillo eléctrico que lleva su nombre; pero resultaron muy pequeños y por tanto inservibles para su

uso en joyas, que es el más importante. Él los había hecho antes así: vació en agua fría una mezcla de carbón vegetal disuelto en hierro derretido. El enfriamiento rápido de la parte exterior de la masa derretida causó una gran presión con su resistencia a la expansión del resto, lo que hizo que el carbón se cristalizara en diamantes muy chicos y casi todos negros. Últimamente se han producido en Alemania «diamantes reconstruídos» que no son más que conglomerados de diamantes artificiales; pero no son muy populares. El diamante se usa, además, para la fabricación de cortadores de vidrio, barrenos, agujas de fonógrafo, y otros aparatos. El polvo se usa para pulir otros diamantes. La forma impura producida en el Brasil bajo el nombre de *carbonado* es la más usada para estos propósitos.

El diamante Orloff que tenía el Czar de Rusia en su cetro y cuyo paradero se ignora ahora, estaba considerado como el más grande del mundo, pues pesaba 194¾ quilates; pero Cullinan descubrió en 1908 uno que pesaba en bruto 621 gramos. Otro diamante histórico es el Kohinoor que está en la corona del Rey de Inglaterra junto con la perla más grande del mundo, pescada en el Archipiélago de las Perlas, bahía de Panamá. El diamante Kohinoor pesa 106 quilates.

169. Grafito. — Esta voz se deriva del griego *graphein* que significa *yo escribo*. El grafito es suave, negro, brillante, sólido, liso; es carbón puro y existe en abundancia en New York, Cumberland, Siberia, Ceylán, Bavaria, e Italia. Algunas clases son estratos o lajas. El grafito es buen conductor de electricidad, y se usa para cubrir moldes en electrotipografía; es muy suave por lo que su contacto ensucia las manos y el papel; es insoluble como

el diamante; sólo da anhidrido carbónico si se quema en oxígeno.

Antes se creía que el grafito contenía plomo y por eso se le llama todavía a veces *plomo negro* y *plumbagina.* Se usa para dar brillo a las estufas, como ingrediente en la fabricación de algunas pinturas, y como lubricante donde el uso del aceite no es conveniente; es, además, el elemento principal de los crisoles de grafito en que se derriten los metales. También se usa para hacer electrodes para los hornillos eléctricos.

En la fabricación de lápices se usa una gran cantidad de grafito. Para esto se lava el grafito y cuando no contiene ya impurezas se le pulveriza y se le mezcla con cantidades determinadas de barro; entonces se le hace pasar por medio de la presión a través de unas planchas perforadas. Así salen unas varillas de lápiz las cuales después de secas se cortan del tamaño necesario, se secan en un horno y se ponen entre dos tapitas de madera. Después se les pone borrador y se les pinta. En esta forma constituye el artículo comercial que todos conocemos.

En 1920 se extrajeron en los Estados Unidos 3,856,009 libras de grafito y se importaron más de 51,000,000 de libras, y todo se usó en la fabricación de lápices.

El hierro y otros metales derretidos disuelven el carbón que se cristaliza en forma de grafito. Moissan al fabricar diamantes obtuvo una buena cantidad de grafito. El grafito artificial se vende hoy en el comercio.

170. Carbón amorfo. — *Carbon amorfo* es el nombre genérico que se aplica a las variedades amorfas del carbón, tales como el negro humo, el carbón vegetal, etc.; es decir, son todas aquéllas que no son cristalinas. La palabra *amorfo* quiere decir «sin forma».

171. Hulla — Hulla es el nombre que se da a una variedad impura del carbón. La hulla puede considerarse como un producto final de la descomposición de la madera a causa del calor y de la presión a que ha sido sometida durante largos períodos geológicos. Hace siglos la vegetación era exuberante y tupida en porciones de la tierra que estaban casi a flor de agua. El tiempo hizo que estos bosques se pudrieran, se acumularan y se cubrieran de arena, lama y agua. El calor de la tierra y la enorme presión de las capas superiores convirtieron toda la sustancia orgánica en carbón impuro. Esta serie de cambios químicos y geológicos han tenido lugar con mucha frecuencia y por eso encontramos en la tierra vetas o filones de carbón que varían en composición y en espesor, conocidos todos con el nombre de depósitos o minas de carbón de piedra.

Hay tres clases de hulla. La blanda, que se usa para hacer gas de alumbrado, cok, y otros combustibles; se conoce por el nombre de *carbón bituminoso;* al quemarse produce un humo denso y mucha materia volátil.

Otra clase de hulla es la *antracita*, un carbón brillante, duro, que se enciende con dificultad, arde con una llama azul muy pequeña, o sin llama, y produce gran cantidad de calor que se utiliza para propósitos domésticos de cocina y de calefacción, especialmente en la zona templada.

La otra clase de hulla recibe el nombre de *lignita* y tiene un color achocolatado. Es de escaso valor como combustible, pues representa un estado intermedio y contiene todavía fibras de madera, lo que indica que se formó durante un período posterior al de las otras clases.

172. La turba. — La *turba* es una forma de carbón que se usa también como combustible, especialmente en Ir-

landa. Se forma por la descomposición lenta, debajo del agua, de las raíces y otras maderas y representa un estado primitivo en la formación de la hulla.

El *negro humo* y el *cok* son también formas de carbón amorfo.

La lignita contiene 50% de carbón; el carbón bituminoso, 74.5% y la antracita, cerca de 92%.

A veces se encuentran antracitas que contienen entre 95 y 99% de carbón, y carbón bituminoso que no pasa de 65%; pero la turba y la madera contienen aún menos carbón. Las sustancias volátiles de que se ha hablado incluyen el nitrógeno, el hidrógeno y el azufre.

173. Carbón animal. — El *carbón animal* o *negro animal* es una especie de carbón amorfo que se obtiene cuando se calientan suficientemente los huesos, el marfil y otras sustancias animales en receptáculos cerrados o se les quema parcialmente al aire libre. El objeto es expeler las sustancias volátiles y dejar el carbón.

174. Carbón vegetal. — El carbón vegetal se obtiene quemando madera por un proceso idéntico al del carbón animal. Es negro, sólido, quebradizo, insoluble aun cuando sus impurezas minerales son solubles en ácidos, y conserva generalmente la forma de la madera de donde se extrae. Arde sin llama y casi sin humo; sus cenizas son blancas. Cuando es compacto es buen conductor de la electricidad y del calor, pero cuando es poroso es muy mal conductor. Resiste la acción del tiempo y de muchas sustancias químicas; por eso, los postes del telégrafo y de las cercas y los rimeros de madera generalmente se carbonizan antes de ponerlos en contacto con la tierra. Algunas clases de carbón vegetal son porosas y flotan en el agua a causa del aire que contienen sus poros. Esta porosidad hace que el

carbón sea una sustancia excelente para absorber gases, pues hay algunos que absorben hasta noventa veces su volumen de amoníaco y de otros gases. También sirve este carbón para absorber colores de sustancias en solución. Eso hace que tanto el carbón vegetal como el animal se usen para purificar los líquidos, muy especialmente el alcohol.

El carbón se emplea en la fabricación de acero y de pólvora y en la medicina. El carbón reduce los óxidos cuando se calientan con él así:



$$2CuO + C = 2Cu + CO_2$$

El carbón vegetal se hace en hornos y es un producto de la destilación destructiva de la madera. El método primitivo para la fabricación del carbón vegetal consiste en hacer una pila de madera según la Figura 34. Una vez colocada la madera en capas, como queda indicado, se cubre con tierra la pila de madera y se enciende en la parte de abajo. La combustión lenta hace que todas las sustancias volátiles se desprendan y que quede solamente el carbón. (Véase «La Destilación de la Madera» por G. Patterson, Jr.)

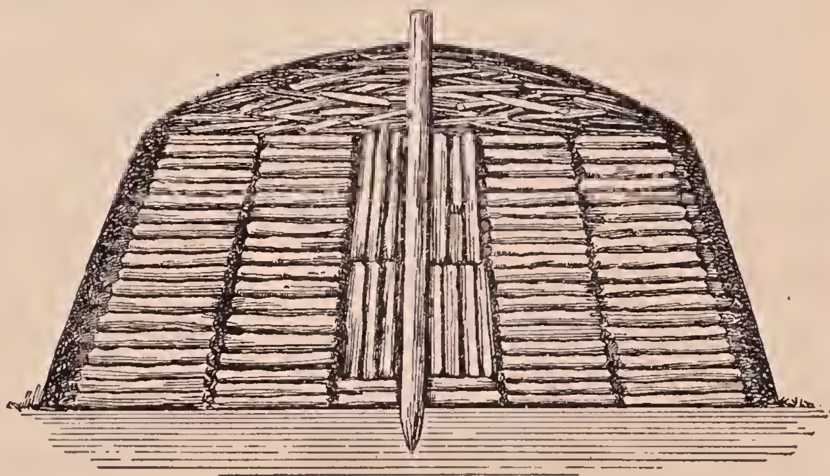


FIG. 34. — Horno de carbón.

175. Cok — El cok se fabrica por medio de la expulsión de la materia volátil del carbón bituminoso. El

método de fabricación es igual al que se usa para la fabricación del carbón vegetal.

También se obtiene como uno de los productos de la fabricación del gas del alumbrado. A veces se hace el cok en retortas cerradas, construídas de manera que se puedan utilizar los productos laterales de la destilación que son el amoníaco, el alquitrán y varios otros compuestos orgánicos. Este método no solamente rinde mayor cantidad de cok sino que es mucho más productivo, puesto que los productos laterales se venden y el mismo gas que se produce se utiliza para calentar la retorta. El cok es un polvo gris oscuro una vez molido, pues su estado primitivo es el de un sólido poroso del mismo color, mucho más duro y más pesado que el carbón vegetal. Arde sin humo y con una llama sumamente débil; contiene sustancias minerales y 90% de carbón.

176. Carbón gaseoso. — El carbón gaseoso es una variedad del carbón amorfo que se deposita siempre sobre las paredes de la retorta cuando se fabrica el gas del alumbrado; es negro, pesado, sólido, casi todo carbón; es un magnífico conductor de electricidad y se usa en la fabricación de lápices de carbón, de carbones para las luces de arco y láminas de carbón para las baterías eléctricas.

177. Alotropismo. — El diamante, el grafito y el carbón amorfo, aun cuando tienen propiedades enteramente distintas, todos son carbón. Pueden cambiarse de una forma a otra, el amorfo en grafito, el grafito en diamante, y el diamante en carbón amorfo. Todos arden en oxígeno y producen anhidrido carbónico. Hay más aún: un peso dado de cualquiera de ellos produce el mismo peso de anhidrido carbónico. Cuando se queman

doce gramos de cualquiera de estas sustancias el producto es siempre cuarenta y cuatro gramos de anhidrido carbónico. No hay duda alguna acerca de su parecido; la diferencia física consiste en que las diversas variedades de carbón amorfo no están cristalizadas mientras que el grafito y el diamante lo están, cada uno a su modo, lo que explica la diferencia entre ellos. La propiedad de asumir más de una forma se llama *alotropismo* o *alotropía*, palabra derivada del griego que significa «otra forma». En estos casos la más rara se dice que es un alótropo o una modificación alotrópica de la variedad más conocida. El alotropismo se debe a la diferencia en el número de átomos que contiene la molécula del elemento.

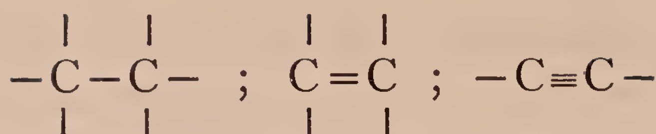
178. Propiedades del átomo de carbón. — El átomo de carbón tiene propiedades especiales que han dado origen a toda una ciencia llamada *química orgánica* o *estudio de los compuestos del carbón.* Los compuestos del carbón son numerosísimos, mucho más que los de todos los otros elementos; constituyen todas las sustancias de los reinos vegetal y animal y algunas del reino mineral. En el estudio de la *química inorgánica general* sólo consideraremos estos últimos y los óxidos; pero es conveniente estudiar aquí las propiedades del átomo de carbón que son las siguientes:

1°. Es tetravalente.

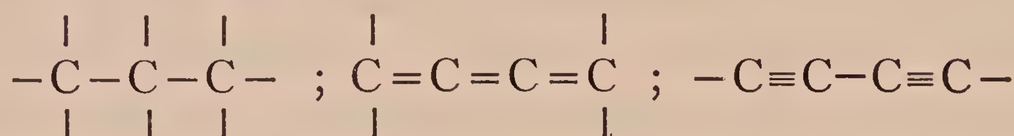
2°. Sus cuatro valencias son iguales.

3°. Los átomos unidos por estas valencias se hallan sujetos de un modo que no les es posible variar de posición sin que intervenga una energía extraña.

4°. No es raro encontrar que varios átomos de carbono están ligados entre sí por uno, dos o tres vínculos atómicos así:

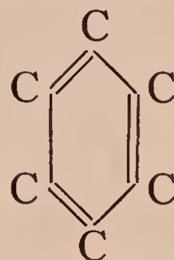


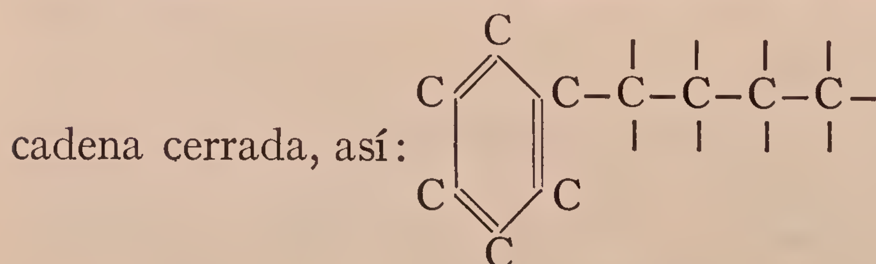
5°. También se encuentran los átomos de carbono unidos de tal modo que forman una cadena y las uniones pueden ser distintas, así:



6°. El número de átomos unidos para formar una cadena puede ser grande.

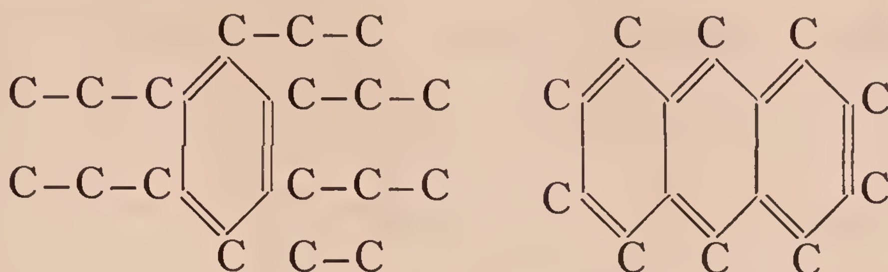
7°. Los átomos que forman las cadenas pueden estar unidos de tal manera que los de los extremos no se toquen, como en los ejemplos que preceden; pero el arreglo puede ser de tal orden que los extremos se toquen, es decir, estén ligados todos los átomos formando un anillo. Los primeros se llaman compuestos de *cadena abierta* o *acíclicos*; y los segundos se llaman compuestos de *cadena cerrada* o *cíclicos*.

He aquí un ejemplo de los segundos: 

8°. Puede haber una combinación de cadena abierta y cadena cerrada, así: 

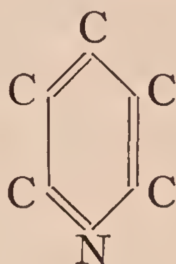
9°. La parte acíclica del compuesto se llama *cadena lateral* y la parte cíclica se llama *anillo*. Puede haber un compuesto que contenga varias cadenas laterales, pues cada uno de

los vértices puede convertirse en una. También puede haber varias cadenas cíclicas unidas unas con otras.



10°. Los anillos admiten a veces átomos distintos del carbono. Los elementos que entran a formar parte de estas cadenas, naturalmente, no pueden ser monovalentes.

He aquí un ejemplo:

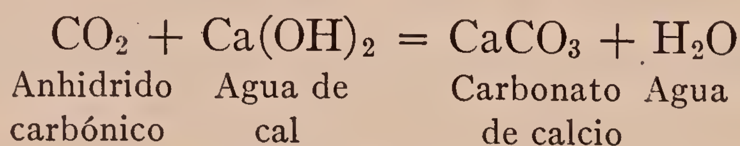


El carbono no sólo se une con el carbono mismo sino que se une directamente con el hidrógeno en diferentes proporciones para formar grupos no saturados, es decir, grupos cuyas valencias no están todas satisfechas, los cuales reciben el nombre de *radicales*. El carbono y el hidrógeno forman también compuestos llamados *carburos de hidrógeno*, los cuales se forman en serie agregándole al anterior la constante CH_2. Estas series son: las *parafinas*, *olefinas* y *acetilinas*. Cada carburo tiene sus derivados.

Los Óxidos del Carbono

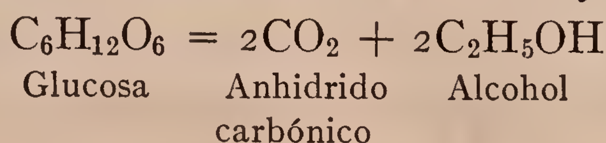
El carbón o carbono y el oxígeno no se unen a la temperatura ordinaria; pero cuando el carbón ha sido calentado al aire libre o en una atmósfera de oxígeno los dos elementos se unen rápidamente para formar *anhídrido carbónico* (CO_2). Cuando la cantidad de oxígeno es pequeña entonces se forma el *monóxido de carbono* (CO).

179. Anhidrido carbónico. — El anhidrido carbónico, como ya hemos visto, ocurre en la atmósfera y en algunas aguas. Es un producto de la respiración animal, de la combustión y de la descomposición de sustancias orgánicas. En todos estos casos el carbón proviene de la sustancia orgánica y el oxígeno proviene del aire o de la misma sustancia orgánica. Ya hemos visto que la combustión es la combinación química del oxígeno con el carbón bajo circunstancias especiales. Por eso se produce el anhidrido carbónico siempre que se quema al aire libre una sustancia cualquiera que contiene carbón. El diamante, el grafito, la hulla, el carbón vegetal, el cok, la madera, los aceites, la cera, el algodón, los huesos, el azúcar, el almidón, la carne, el pan, el alcohol, el alcanfor, el gas del alumbrado y, en general, todas las sustancias orgánicas, producen anhidrido carbónico cuando se queman. Por eso la oxidación de los tejidos y de los alimentos del cuerpo humano forma anhidrido carbónico. Si soplamos nuestro aliento por medio de un tubo a través de una solución de agua de cal observaremos que ésta adquiere una apariencia lechosa. Ésta es la prueba del anhidrido carbónico y la ecuación es como sigue:



$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$$

Cuando una sustancia orgánica se descompone, ya sea vegetal o animal, resulta también anhidrido carbónico. Muchas sustancias orgánicas, especialmente los azúcares, se fermentan al descomponerse y los productos de la descomposición son anhidrido carbónico y alcohol.



$$C_6H_{12}O_6 = 2CO_2 + 2C_2H_5OH$$

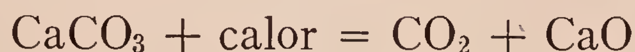
180. Preparación del anhidrido carbónico. — La preparación de anhidrido carbónico se lleva a cabo generalmente por la reacción de un ácido con un carbonato. Los materiales más usados para efectuar esta reacción en el laboratorio son el carbonato de calcio (mármol) y el ácido clorhídrico. La reacción se efectúa en un aparato generador y el gas se recoge por desalojamiento del aire. La ecuación que representa esta reacción es la siguiente:



$$CaCO_3 + 2HCl = CO_2 + CaCl_2 + H_2O$$

Mármol	Ácido clorhídrico	Anhidrido carbónico	Cloruro de calcio	Agua

Se puede preparar también descomponiendo los carbonatos por medio del calor o calentando una sustancia que contenga carbón en una corriente de aire.



$$CaCO_3 + \text{calor} = CO_2 + CaO$$

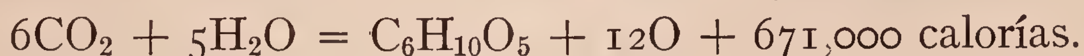
Mármol		Anhidrido carbónico	Cal

181. Propiedades del anhidrido carbónico. — Las propiedades del anhidrido carbónico son muy importantes, como se ha visto ya al estudiar la atmósfera. Tiene un sabor casi imperceptible y un olor muy tenue, pero no tiene color de ninguna clase. Pesa una vez y media más que el aire; bajo condiciones normales, un litro pesa 1.977 gm. Gracias a su peso, puede recogerse por desalojamiento del aire y vaciarse de una vasija a otra como quien vacia agua. Aunque obedece a las leyes de difusión a que están sujetos todos los gases, se encuentra con frecuencia en el fondo de pozos profundos y en algunos valles cerca de las fábricas de cal, de los volcanes o de las minas después de una explosión. A la temperatura y presión ordinarias, el agua disuelve un volumen igual de anhidrido carbónico; pero cuando se aumenta la presión se disuelve mucho más

gas, el cual se escapa cuando la presión se disminuye. He ahí porque la soda, la cual se hace echando anhidrido carbónico en agua bajo presión, hace efervescencia y espuma cuando se le saca del aparato. Hay muchas aguas naturales y muchas bebidas artificiales, tales como la champaña y la cidra, que tienen efervescencia por la misma razón. El gas puede liquidificarse aumentando la presión y bajando la temperatura. Faraday fue quien primero lo liquidificó usando para ello el mismo método que usó para el cloro. La fabricación de anhidrido carbónico líquido es una industria muy floreciente y se lleva a cabo ahora forzando el gas por medio de bombas poderosas en cilindros de hierro. Este gas se obtiene generalmente de las tinas de fermentación en las fábricas de cerveza. Cuando un cilindro que contiene anhidrido carbónico líquido se abre, el líquido se evapora rápidamente con gran absorción de calor por lo que una parte se congela en la boca del tubo. El anhidrido carbónico sólido o congelado parece nieve; es blanco y suave. Tanto el anhidrido cabórnico líquido como el sólido son artículos de comercio y se venden generalmente para la preparación de soda, para extinguir fuegos, para renovar vinos y para producir bajas temperaturas. El anhidrido carbónico tiene la propiedad de extinguir las llamas de tal manera que aún el aire que contiene cuatro por ciento de anhidrido carbónico basta para apagar las llamas pequeñas. Para aprovechar esta propiedad se han fabricado aparatos portátiles llamados *extinguidores químicos*, de la manera siguiente: dentro del tubo, que generalmente es de cobre, hay una red que contiene pedazos pequeños de mármol. Debajo de la red hay una botella destapada que contiene ácido clorhídrico diluído.

Cuando se invierte el aparato el ácido clorhídrico diluído cae sobre el mármol y reacciona rápidamente. La reacción produce gran cantidad de anhidrido carbónico, el cual sale con violencia a causa de la inmensa presión que se origina por la gran cantidad del gas. Éste se dirige por medio del pistón hacia la llama, la cual sucumbe bajo su acción. También se ha tratado de hacer máquinas químicas de grandes capacidades, las cuales han resultado un poco costosas pero han tenido éxito completo.

182. Cómo almacenan energía las plantas que contienen clorofila. — Las plantas y los animales consumen oxígeno y producen anhidrido carbónico, pero las primeras lo hacen lentamente y ejecutan además una acción inversa al mismo tiempo. La clorofila y el protoplasma que hay en las hojas de las plantas tienen el poder de absorber anhidrido carbónico. Parte del oxígeno de este anhidrido carbónico lo devuelve la planta al aire y el resto del compuesto, incluyendo todo el carbono, lo usa como alimento. Esta operación tiene lugar a la luz del sol. El resultado de esta reacción química es que la planta fabrica en grandes cantidades compuestos importantes como azúcar, almidón y celulosa. La reacción que produce la celulosa se representa por medio de la siguiente ecuación:



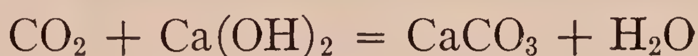
$$6CO_2 + 5H_2O = C_6H_{10}O_5 + 12O + 671{,}000 \text{ calorías.}$$

La energía absorbida en esta reacción (671,000 calorías) la proporciona la luz del sol. Esta misma cantidad se recupera cuando se quema la madera y se obtiene la reacción inversa.

183. Ácido carbónico. — La solución del anhidrido carbónico en agua tiene todas las propiedades de un ácido débil el cual es sumamente inestable. Conduce la electricidad, aun cuando no es de los mejores conductores,

y vuelve rojo el papel azul de tornasol. El ácido carbónico nunca ha sido obtenido en estado libre por su facilidad en descomponerse en anhidrido carbónico y agua por medio del calor moderado. Algunos autores erróneamente llaman ácido carbónico al anhidrido carbónico.

Las sales del ácido carbónico son los *carbonatos y bicarbonatos.* Cuando se hace reaccionar una base con el ácido carbónico o se pasa una corriente de anhidrido carbónico a través de una solución de un hidrato se forma el carbonato correspondiente.



$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$$

Cuando la solución es muy débil se forma el bicarbonato así:



$$CO_2 + H_2O + NaOH = H_2O + NaHCO_3$$

El bicarbonato permanece en solución la cual es neutral a pesar de que desde el punto de vista técnico el bicarbonato es una sal ácida. Esto resulta por lo reducido de la disociación del ion HCO_3. La sal normal del ácido carbónico es el carbonato Na_2CO_3. Estas sales son estables.

El ácido carbónico fué descubierto en el siglo XVII por Van Helmont quien lo llamó *gas silvestre.* Para prepararlo usó el método que se usa ahora de hacer reaccionar un ácido con un carbonato. Él lo descubrió en las aguas minerales y estudió su acción sobre los animales y sobre las llamas. Black demostró en 1755 que el anhidrido carbónico es enteramente distinto del aire y que se puede obtener de diferentes carbonatos. Como este gas está unido o fijado en estas sustancias, él lo llamó *aire fijo.* Su trabajo fué verificado en 1774 por Bergman, quien llamó al gas *ácido del aire.* Lavoisier fué quien probó que era un óxido del carbono.

184. Monóxido de carbono. — Como ya hemos visto,

este gas se forma por la unión directa de un átomo de carbono con un átomo de oxígeno cuando se quema el primero en una cantidad escasa del segundo. Por regla general, en toda combustión se produce el monóxido de carbono junto con el anhidrido carbónico. El monóxido de carbono arde con una llama azul y forma parte del gas del alumbrado. Si se pasa una corriente de vapor de agua sobre cok o carbón vegetal calentado al rojo, se obtiene una mezcla de hidrógeno y monóxido de carbono que lleva el nombre de *gas de agua*, después de saturado con vapores de aceite.

El monóxido de carbono se prepara calentando una mezcla de ácido oxálico y ácido sulfúrico en una retorta y se recoge el producto gaseoso por desalojamiento del agua. El ácido oxálico se descompone así:



$$H_2C_2O_4 = CO + CO_2 + H_2O.$$

El anhidrido carbónico se separa del monóxido de carbono haciendo pasar la corriente de los gases mezclados a través de una solución de hidrato de sodio. El vapor de agua se condensa también allí mientras que el monóxido de carbono pasa por el tubo conductor y se recoge en la vasija pneumática. El monóxido de carbono es un gas inodoro, insípido e incoloro. Es muy poco soluble en agua y su densidad es casi la misma del aire. Arde con una llama azul y es un compuesto no saturado del carbono, es decir, deja dos vínculos atómicos del carbono libres mientras que los otros dos están unidos con los del oxígeno. Por eso cuando se quema en el aire forma anhidrido carbónico tomando un átomo más de oxígeno. Por eso mismo sirve como reductor del óxido de hierro en la purificación de este metal así:



$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2.$$

Bajo la influencia de los rayos del sol se une directamente con el cloro para formar el cloruro de carbonilo ($COCl_2$). De la misma manera forma directamente carbonilos con hierro y níquel.

El gas es muy venenoso. Cuando se le aspira se une con la hemoglobina de la sangre con perjuicio del oxígeno que forma un compuesto mucho menos estable. Diez cc. del gas por kilo del peso del animal es suficiente para producir la muerte, pues la tercera parte de la hemoglobina entra a formar compuestos permanentes con el monóxido de carbono.

185. Cianógeno. — El cianógeno es un compuesto del carbono y del nitrógeno. Es un gas incoloro y tiene el olor de la semilla del durazno. Es sumamente venenoso y arde con una llama rojiza. Se puede preparar calentando el cianuro de mercurio ($Hg(CN)_2$). El cianógeno es un radical y sus compuestos lo contienen como si fuera un elemento. Se deriva del ácido cianhídrico o ácido prúsico (HCN). El ácido se prepara calentando un cianuro con ácido sulfúrico de la misma manera que el ácido clorhídrico se prepara de un cloruro.

El cianuro de potasio es un sólido blando y delicuescente, sumamente venenoso, que se usa en grandes cantidades para dorar y platear objetos por el método llamado el proceso del cianuro. Este mismo método sirve para extraer el oro de sus minerales. Otros compuestos importantes del cianógeno son el ácido ciánico ($HCNO$), el ácido sulfociánico ($HCNS$), el sulfocianuro de potasio ($KCNS$), el cual es una sal blanca y cristalina que produce un rojo brillante con algunas sales de hierro por lo que se usa para probar la presencia de este metal. Hay algunas sales complejas derivadas del ácido cianhídrico tales como el

ferrocianuro de potasio, llamado también prusiato amarillo de potasio, y el ferricianuro de potasio.

186. El gas del alumbrado. — El gas del alumbrado contiene gran cantidad del hidrocarburo metano (CH_4) llamado también *gas de los pantanos* o *grisú*. Otro de sus componentes es el hidrógeno. Este gas se obtiene calentando el carbón bituminoso que es rico en compuestos hidrogenados. La operación se lleva a cabo en retortas tubulares de arcilla y uno de los productos de la descomposición, que es una mezcla de varios gases, es el llamado *gas del alumbrado*. Entre otros productos están las aguas amoniacales y el alquitrán. El gas se enriquece con vapores de aceite y se purifica para librarlo del azufre que pueda contener. Este gas se usa para el alumbrado y como combustible, bien para cocinar o para la calefacción de las habitaciones en las zonas templadas.

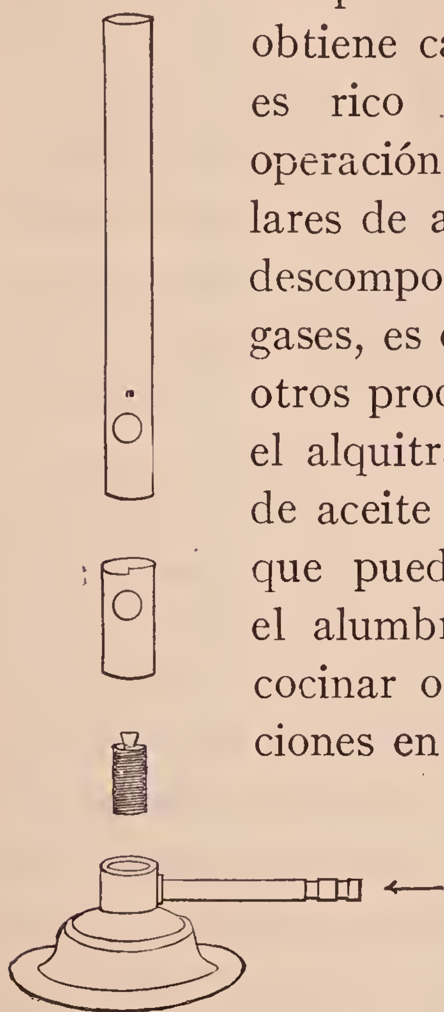


Fig. 35. — Lámpara Bunsen.

La llama ordinaria del gas del alumbrado ennegrece los objetos fríos que se ponen en contacto con ella. Esto sucede porque el hidrógeno se combina más rápidamente con el oxígeno y las partículas diminutas de carbono que se desprenden, que son las que constituyen tanto el brillo de la llama como el negro humo, se depositan sobre la superficie fría. Para eliminarlas por medio de una combustión completa inventó el químico Roberto Bunsen la lámpara que lleva su nombre. Esta lámpara facilita la entrada del aire por unos orificios que tiene al pie (Fig. 35),

lo que hace que el oxígeno se mezcle con el gas del alumbrado y haga más completa la combustión que, como ya se sabe, es en este caso la unión rápida del carbono y demás elementos con el oxígeno. De esta manera se obtiene una llama azul que no deposita carbón alguno.

187. La llama. — Toda llama está formada de dos conos conocidos por los nombres de *llama oxidante* (A) y *llama reductora* (B) (Fig. 36). La llama de una vela es la que mejor presenta a la vista estos dos conos. La llama Bunsen no es excepción de la regla, por lo que debe estudiarse también desde el punto de vista de su poder para dar oxígeno o para tomarlo. Cuando da oxígeno oxida las sustancias con las cuales llega a estar en contacto. Para que esto suceda, es preciso, naturalmente, que haya más oxígeno en la llama o cono del necesario para combinarse con el material combustible que forma ese cono. El exceso de oxígeno, ayudado por el calor de toda la llama, se combina rápidamente con la sustancia, es decir, la oxida rápidamente. Con el otro cono pasa exactamente lo contrario. Lo que hay en exceso en ese cono es carbón sin oxidar y por eso extrae, gracias al calor de toda la llama, el oxígeno que contiene en combinación y la sustancia con que está en contacto; es decir, la reduce a un estado más simple, apoderándose de todo o de parte del oxígeno que contenía.

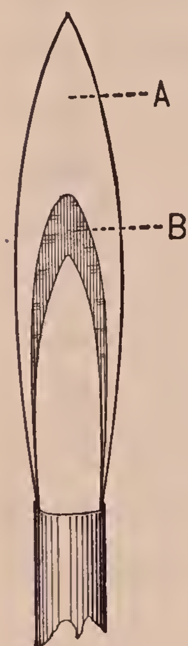


Fig. 36.
La llama.

CAPÍTULO IX

LOS HALÓGENOS

El Cloro

Símb. = Cl P. A. = 35.5 P. M. = 70 Val. = 21

188. Descripción. — El cloro, el fluor, el bromo y el yodo forman un grupo de elementos o familia llamada los *halógenos*. La palabra halógenos quiere decir « productor de sal marina » y se deriva de la palabra griega *halos* que significa « sal ».

Estos elementos se parecen entre sí de un modo general; sus propiedades, así como las de sus compuestos, se asemejan mucho, pues las únicas diferencias que entre ellos existen se deben simplemente al grado de fortaleza de cada uno. Los cloruros, bromuros, fluoruros y yoduros se parecen unos a otros y se llaman *sales haloides*.

189. Estado natural. — El cloro y el fluor son los dos elementos más activos de este grupo y, por lo tanto, nunca se les encuentra en estado libre, pues se combinan fácilmente con los demás elementos. En estado de combinación son muy abundantes. El cloro es uno de los componentes de la sal común y de los cloruros de potasio, magnesio y calcio que se encuentran en grandes depósitos y disueltos en las aguas. Las sales del mar contienen 1.8% de cloro y la corteza de la tierra 1%.

El fluor abunda en combinación con calcio con el cual forma el fluoruro de calcio (CaF_2). Hay varios otros minerales que lo contienen, entre ellos el criolito (Na_3AlF_6) y la apatita ($CaF_2.3Ca_3(PO_4)_2$). Se encuentra en pequeñas

cantidades en los huesos y en la sangre, así como también en el esmalte de los dientes. El nombre fluor se deriva del fluorespato, el cual cuando está derretido es flúido y corre con facilidad. Ambos nombres vienen del latín *fluo* que quiere decir « flúido ».

El bromo tampoco se encuentra libre en la naturaleza, pues es también muy activo. Los bromuros principales son los de los metales alcalinos y del magnesio. Las aguas salinas de Ohio, West Virginia, Pensilvania y Michigan y los depósitos de Stassfurt en Alemania, suministran la mayor parte del bromo que hay en el comercio del mundo. El nitrato de Chile contiene pequeñas cantidades de bromo en combinación.

El yodo tampoco se encuentra libre por la misma razón que los anteriores. Sus compuestos principales más comunes son los yoduros de sodio, potasio y magnesio. Aun cuando no es tan abundante como el cloro está muy distribuído en cantidades pequeñas. El tabaco, los berros, el aceite de bacalao, las ostras, las esponjas y muchos otros productos animales lo contienen en pequeñas cantidades. La ceniza de algunas plantas marinas contienen hasta uno y medio por ciento de su peso de yoduros de sodio y potasio. El yodato de sodio ocurre también en los depósitos de nitratos de Chile, de donde se saca ahora el elemento cada seis años en cantidades considerables.

190. Preparación del cloro. — El método del laboratorio para preparar el cloro es el mismo que usó Scheele cuando descubrió el elemento en 1774. Consiste en calentar una mezcla de bióxido de manganeso y ácido clorhídrico concentrado. La reacción se representa por la ecuación siguiente:



$$MnO_2 + 4HCl = 2Cl + MnCl_2 + 2H_2O$$

Aquí tiene lugar una oxidación, pues el ácido clorhídrico se oxida para formar agua, pero sólo una porción del cloro se obtiene libre a causa de la unión del manganeso con parte de él.

A veces se prepara el cloro calentando una mezcla de ácido sulfúrico, cloruro de sodio y bióxido de manganeso, de lo que resultan los sulfatos de sodio y de manganeso, agua y dos átomos libres de cloro. También pueden usarse otras sustancias oxidantes tales como el clorato y el bicromato de potasio y el óxido rojo de plomo.

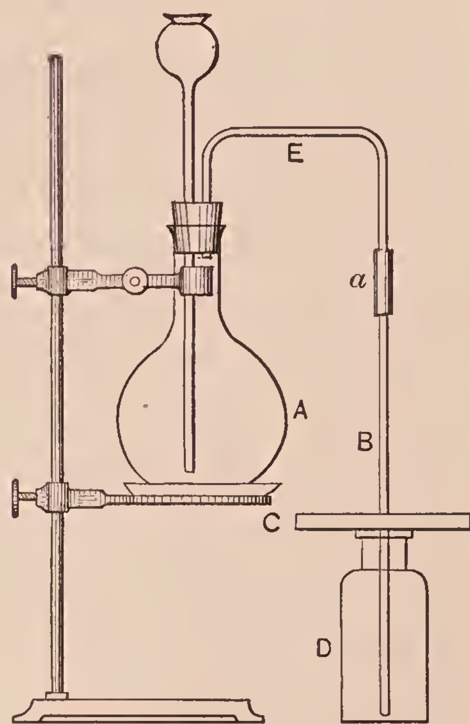


Fig. 37. — Aparato para la preparación del cloro. El gas se genera en *A*, pasa a través de *EB* a la botella *D* y desplaza el aire, el cual se escapa por un agujero en la tapa *C*.

Hay varios procesos industriales para la fabricación del cloro, todos los cuales se basan en el mismo principio teórico del método del laboratorio o de Scheele. Los principales son el *proceso Deacon*, el *proceso Weldon*, y el *proceso electrolítico*.

191. El proceso Deacon. — En este proceso el ácido clorhídrico se oxida con el oxígeno de la atmósfera si se calienta una mezcla del gas y de aire a una temperatura de 500° C., la cual se hace pasar a través de tubos de hierro que contienen bolas de barro o pedazos de ladrillo saturados en cloruro de cobre. Aquí tiene lugar una serie de reacciones complejas, en las cuales resulta que el cloruro de cobre facilita la formación del cloro absorbiendo y soltando dicho elemento sucesivamente. El

cambio químico esencial es la oxidación del ácido clorhídrico, la cual se representa con la reacción siguiente:



$$2HCl + O = 2Cl + H_2O$$

192. El proceso Weldon. — En este proceso se toma un poco de un mineral llamado pirolusita, que es un óxido de manganeso impuro, y se hace reaccionar con ácido clorhídrico en grandes retortas de barro o tanques de piedra, calentados a vapor o con agua caliente. Cuando no se produce ya más cloro, el residuo es casi en su totalidad cloruro de manganeso. Este licor se botaba antes, pero en el proceso Weldon se convierte en nuevos compuestos de manganeso, que se usan para producir más cloro.

193. El proceso electrolítico. — Este proceso ha estado de moda últimamente. Consiste en disociar una solución de cloruro de sodio por medio de una corriente eléctrica en pilas bien construídas. El cloro que se produce en el anode se conduce por medio de tubos a una fábrica de polvos de blanquear. Al mismo tiempo se produce el hidróxido de sodio el cual se aprovecha también.

194. Preparación del fluor. — Moissan en 1886 fué el primero que logró preparar el fluor aun cuando ya se había intentado antes. Él descompuso el ácido fluorhídrico por medio de la electricidad y recogió el fluor libre. Esto lo consiguió después de vencer grandes dificultades a causa de la gran actividad del fluor y de sus propiedades corrosivas. El proceso es parecido al proceso electrolítico para la preparación del cloro con la diferencia de que los tubos y demás partes del aparato que llegan a estar en contacto con los gases son de platino.

195. Preparación del bromo. — El bromo se obtiene de sus compuestos haciéndolos reaccionar con el cloro

o con ácido sulfúrico y bióxido de manganeso. En el laboratorio se prepara el bromo calentando una mezcla de bromuro de potasio, bióxido de manganeso y ácido sulfúrico en un tubo de prueba. El bromo se desprende en forma de vapores densos y pardos que se condensan para formar un líquido rojo. El desprendimiento de estos vapores se obtiene con facilidad, y la ecuación se representa así:



$$2KBr + 2H_2SO_4 + MnO_2 = 2Br + MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O$$

Bromuro de potasio	Ácido sulfúrico	Bióxido de manganeso	Bromo	Sulfato de manganeso	Sulfato de potasio	Agua

A veces se prepara el bromo tratando un bromuro con bióxido de manganeso y ácido clorhídrico. El proceso industrial más común, llamado *proceso continuo*, es el de extraer el bromo del bromuro de magnesio que queda después de extraer la sal común de las salmueras. Este líquido caliente se deja caer a través de una gran torre llena de ladrillos rotos o de bolas de barro cocidas; por debajo se inyecta, bajo presión, una mezcla de cloro y vapor de agua la cual reacciona con el bromuro de magnesio y deja libre el bromo. Éste pasa al condensador por la parte de arriba en forma de gas.

Hay otro proceso, llamado *proceso periódico*, el cual consiste en cargar grandes retortas de piedra con bióxido de manganeso, el líquido que contiene el bromuro de magnesio caliente, y ácido sulfúrico, todo lo cual se calienta al vapor. El bromo se destila a través de un condensador.

196. Preparación del yodo. — El yodo se prepara en el laboratorio por un método parecido al que se ha indicado para la preparación del bromo. Cuando se calientan en

el tubo el yoduro de potasio, el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico, el yodo se desprende en forma de vapores violetas que se depositan en la parte superior del tubo formando cristales de un color gris oscuro. La preparación industrial del yodo se lleva a cabo con cenizas de plantas marinas y con el licor madre del nitrato de Chile. En Francia, Escocia y Noruega se recogen las plantas marinas y se queman en vasijas cerradas. La ceniza se agita en agua para disolver las partes solubles y entonces se filtra. El filtrado se purifica y del licor en que se encuentran los yoduros disueltos se extrae el yodo calentándolo

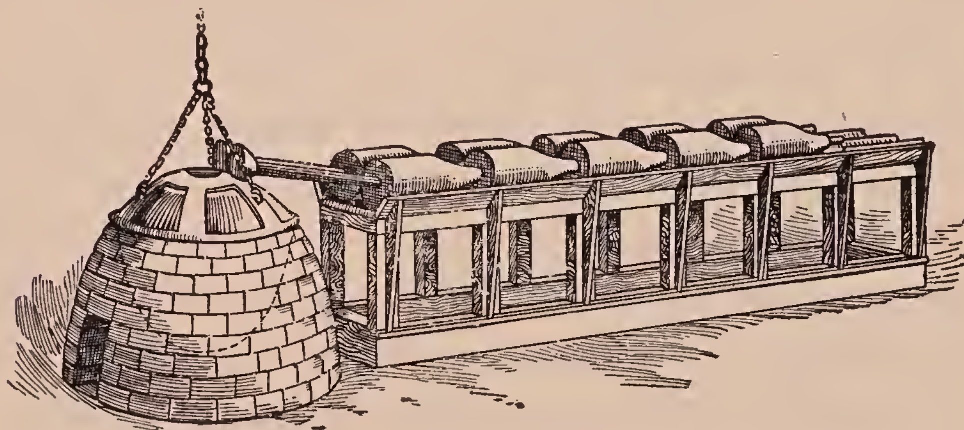


FIG. 38. — Aparato para la destilación del yodo.

con ácido sulfúrico y bióxido de manganeso. A veces se usa el cloro para extraer el yodo. En ambos casos se destila el licor madre en una retorta de hierro que tiene una tapa de plomo conectada a una serie de condensadores en forma de botella (Fig. 38). El yodo se acumula en los condensadores. De allí se le extrae lavándolo con agua y se purifica sublimándolo.

En el segundo caso el licor que queda después de extraer el nitrato de Chile se mezcla con sulfato ácido de sodio, y el yodo que se precipita se recoge en un trapo, se lava, se seca y se sublima.

Courtois, químico francés, descubrió el yodo en 1812 mientras trataba de preparar nitrato de potasio de plantas marinas. Davy y Gay-Lussac probaron que es un elemento y descubrieron muchas de sus propiedades. Davy le dió el nombre que lleva.

197. Propiedades. — El cloro y el fluor son gaseosos: el bromo es líquido y el yodo es sólido. El cloro es un gas verdoso; su nombre se deriva de la palabra griega *chloros* que significa « amarillo verdoso », y fué sugerido por el color del gas. Davy (Fig. 39) le dió este nombre en 1810. Tiene un olor sofocante, desagradable e irritante. Si se respira irrita las membranas de la nariz y de la garganta. En grandes cantidades causa la muerte. Este es uno de los gases asfixiantes usados en la Guerra Mundial. Es el más pesado de los elementos gaseosos; pesa dos veces y media más que el aire, por lo que se debe recoger siempre por desalojamiento del aire. Un litro de este gas a temperatura y presión normales pesa 3.18 gm. Es muy soluble en agua; su solución, que tiene un fuerte olor a cloro, es amarillosa y se usa con frecuencia en el laboratorio en vez del gas; esta solución se llama *agua clorinada* y es muy

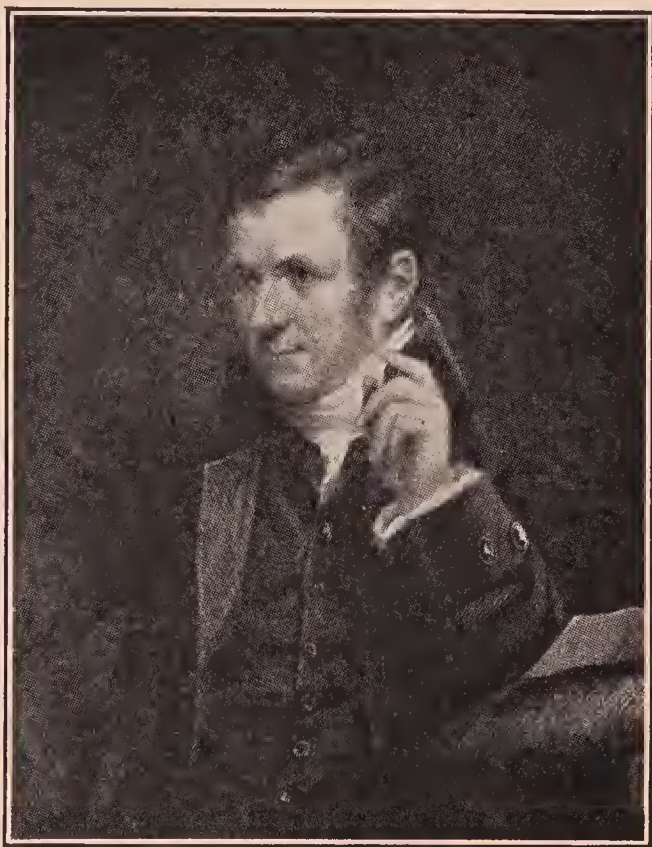
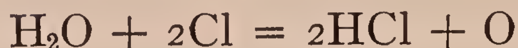


Fig. 39. — Humphrey Davy.

inestable, por lo que debe guardársele en la oscuridad. A la luz del sol se efectúa el cambio siguiente:

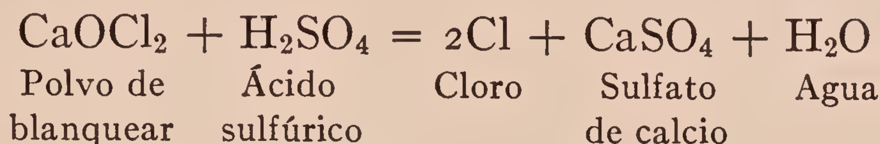


$$H_2O + 2Cl = 2HCl + O$$

El cloro no es combustible pero es comburente hacia muchas sustancias. El antimonio y el arsénico pulverizados se encienden violentamente si se dejan caer en una botella de cloro; el fósforo se derrite primero y después arde con una llama débil; el sodio, el hierro pulverizado, el alambre de cobre y otros metales calientes, arden con facilidad en el cloro. El hierro y el sodio dan una luz brillante, y el cobre produce una humareda y arde sin llama. El cloro se une violentamente al hidrógeno para formar ácido clorhídrico tanto por la luz del sol como por el calor de una llama. La atracción del cloro por el hidrógeno es tan grande que, para combinarse con él, lo extrae de muchos de sus compuestos. La trementina arde con densos humos negros cuando se introduce en el cloro. El poder que tiene el cloro de blanquear es una de sus propiedades más importantes y la que más se ha utilizado en las industrias. Esta propiedad depende de que el cloro se apodera del hidrógeno y libra el oxígeno; entonces éste descompone la materia colorante de la tela u otra sustancia. El cloro seco no blanquea nada. Si se introduce en una botella de cloro un papel sobre el cual se ha escrito con lápiz después de humedecerlo, la escritura desaparecerá enteramente porque el carbón se unirá al oxígeno para formar anhidrido carbónico. Si se escribe con tinta la escritura desaparecerá inmediatamente porque el compuesto contiene en combinación hierro e hidrógeno.

Varias industrias se han desarrollado para utilizar el poder blanqueador del cloro. Hay un polvo que real-

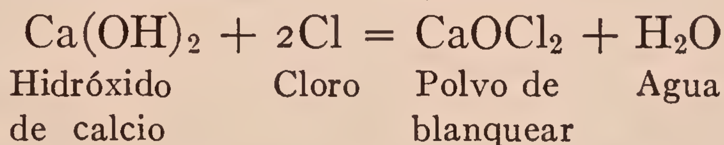
mente es el oxicloruro de calcio al cual se le llama *polvo de blanquear*. Es una sustancia amarillosa, de un olor particular parecido al del cloro. Al contacto del aire absorbe la humedad y el anhidrido carbónico de éste, pierde parte de su cloro y se convierte en una pasta. El ácido sulfúrico, el clorhídrico y otros, desalojan de los polvos de blanquear « el cloro disponible ». La reacción que tiene lugar es la siguiente:



$$CaOCl_2 + H_2SO_4 = 2Cl + CaSO_4 + H_2O$$

$CaOCl_2$	H_2SO_4	$2Cl$	$CaSO_4$	H_2O
Polvo de blanquear	Ácido sulfúrico	Cloro	Sulfato de calcio	Agua

Cuando se disuelve el polvo de blanquear en agua se descompone en hipoclorito de calcio (CaO_2Cl_2), y cloruro de calcio ($CaCl_2$). El polvo de blanquear se prepara por la acción del gas cloro sobre el hidrato de calcio o cal apagada en cámaras de hierro, plomo, o ladrillos alquitranados. La reacción es la siguiente:



$$Ca(OH)_2 + 2Cl = CaOCl_2 + H_2O$$

$Ca(OH)_2$	$2Cl$	$CaOCl_2$	H_2O
Hidróxido de calcio	Cloro	Polvo de blanquear	Agua

El proceso de blanquear tiene lugar principalmente en la fabricación del papel y en las fábricas de tejidos. Las telas de algodón tienen a veces varias millas de largo y por medio de maquinarias se hacen pasar varias veces a través de tanques que contiene los líquidos y agua, y a través de prensas de roble y de maquinarias hasta dejarlas blancas como la nieve, almidonadas, planchadas y secas. La operación completa requiere de tres a cuatro días y las piezas se marcan en las extremidades con tinta indeleble para distinguir las de diferentes dueños. El proceso de blanquear es simplemente un proceso de oxidación. Cuando el oxígeno está acabado de librar por la acción del cloro se dice que está en estado naciente. Esto signi-

fica que el gas es sumamente activo porque no sólo está libre sino que está dispuesto a unirse con aquellos elementos hacia los cuales tiene gran afinidad. Por eso este oxígeno naciente rompe los compuestos colorantes y los cambia en compuestos incoloros. El estado naciente se ilustra bien en el proceso de blanquear porque tanto el cloro como el oxígeno se encuentran en este estado de gran actividad química.

El cloro fué obtenido en estado líquido en 1823 por Faraday. Él obtuvo el cloro en este estado por la descomposición del clorhidrato (compuesto de dos átomos de cloro y diez moléculas de agua) por medio del calor. El cloro líquido tiene un color amarillo brillante y es un artículo de comercio que se vende en cilindros de hierro forrados de plomo por dentro. Se usa en las industrias para extraer el oro. El cloro sólido ha sido obtenido en cristales amarillos por el enfriamiento hasta — 102° C.

198. Usos del cloro. — El cloro se usa para preparar algunos de sus compuestos, de los cuales el polvo de blanquear es uno de los más importantes. Éste se usa también como deodorizante y desinfectante porque el cloro que deja en libertad destruye la materia en descomposición y las bacterias. Se usa también para preparar la cloracina que es un antiséptico magnífico. El agua de Javelle (hipoclorito de potasio) o la solución Labarraque (hipoclorito de sodio) se usan para quitar manchas de frutas de los vestidos.

El Fluor

Símb. = F P. A. = 19 P. M. = 38 Val. = 1

El fluor es un gas verdoso un poco más amarillento claro y liviano que el cloro; se condensa para formar un líquido

amarillo pálido que hierve a — 186° C. Enteramente puro, puede liquidificarse en una vasija de vidrio. El fluor es un gas sumamente activo; el hidrógeno, el bromo, el yodo, el fósforo, el carbón, el silicio y el boro se encienden a su contacto. El oxígeno, el nitrógeno y el argón no se unen directamente con él.

Este gas quema la carne de una manera terrible. Casi todos los metales arden en él para formar fluoruros. El oro y el platino sólo son atacados por él a altas temperaturas. El cobre se cubre del fluoruro de cobre, el cual protege el resto del metal por lo que pueden usarse vasijas de cobre para preparar el gas. Moissan usó un tubo U de cobre para preparar cantidades considerables. A causa de la gran actividad que existe entre el fluor y el hidrógeno, aquél descompone el agua a la temperatura ordinaria, así como los hidrocarburos para formar ácido fluorhídrico y fluoruro de carbono.

El Bromo

Símb. = Br P. A. = 79.96 Val. = 1

El bromo es un líquido rojizo y pesado a la temperatura ordinaria. Su peso específico es 3. Es un líquido volátil que hierve a 59° C. con la evolución abundante de un vapor rojizo. Es de olor desagradable y sofocante. Esta propiedad sugirió su nombre de la palabra griega *bromos* que quiere decir « peste ». Es venenoso y quema la carne horrorosamente lo mismo que el fluor. Barlard lo descubrió en 1826. Leibig lo encontró antes, pero creyó que era cloruro de yodo.

Éste es otro de los gases usados en la guerra en las balas explosivas de cañón. El calor convertía en gas este elemento y cuando la bala reventaba se producía una densa

humareda sofocante. El bromo es soluble en agua y su solución se llama *agua bromatada*. Tiene un color rojo oscuro y cuando se enfría deposita cristales de bromhidrato ($Br_2.10H_2O$). Muchas de las otras propiedades del bromo son parecidas a las del cloro; así, por ejemplo, también blanquea y también se combina con los metales y otros elementos.

El Yodo

Símb. = I   P. A. = 126.8   Val. = 1

El yodo es un sólido cristalino de color gris que tiene un lustre parecido al del grafito. Se cristaliza en láminas que tienen una gravedad específica de 4.92 y es volátil a la temperatura ordinaria o cuando se le calienta apenas, en cuyo caso despide vapores de un lindo color violeta. Este color sugirió su nombre que viene de la palabra griega *iodes* que significa « violáceo ». El vapor es nueve veces más pesado que el aire y tiene un olor parecido al del cloro diluído, pero es mucho menos irritante. Cuando estos vapores de yodo se calientan toman un color azul intenso y su densidad disminuye. El yodo pinta de amarillo la piel y convierte en azul la solución de almidón. En virtud de esta propiedad es posible distinguir una partícula ínfima de yodo en una solución de almidón. Una parte de yodo en cuatrocientas mil de agua puede determinarse por este método. El yodo es poco soluble en agua, pero se disuelve con facilidad en alcohol, cloroformo, bisulfuro de carbono, éter y yoduro de potasio. Su color en el cloroformo y el bisulfuro de carbono es violeta, pero en los demás es oscuro o negro. Las propiedades del yodo son parecidas a las del cloro y del bromo, pero es menos activo. El cloro y el bromo desalojan el yodo de sus com-

puestos, por lo que el agua clorinada y el agua bromatada se usan en el laboratorio con ese objeto. Se combina directamente con otros elementos y tiene fuerza suficiente para desalojar algunos de ellos. El fósforo arde violentamente cuando se mezcla con el yodo.

199. Usos del yodo. — El yodo disuelto en alcohol o en yoduro de potasio se usa como aplicación sobre la piel para impedir la acción de las bacterias o para reducir las hinchazones. Se usa también para hacer preparaciones medicinales, tales como el yodoformo que se usa extensamente en la curación de las heridas. El yodo se usa también para preparar materias colorantes haciéndolo reaccionar con las anilinas. Alemania, Chile y Noruega producen grandes cantidades de yodo y de yoduros.

CAPÍTULO X

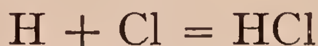
COMPUESTOS DE LOS HALÓGENOS

200. Compuestos del cloro. — De los compuestos del cloro los más importantes son la sal común, el polvo de blanquear y el ácido clorhídrico. El cloro se une también directamente con algunos metales y metaloides para formar cloruros, que son compuestos estables. Las ecuaciones son simples y parecidas; con el cobre da la siguiente:



$$Cu + 2Cl = CuCl_2$$

El ácido clorhídrico no es otra cosa que el cloruro de hidrógeno y se puede formar de la misma manera que los demás cloruros, así:



$$H + Cl = HCl$$

201. Ácido clorhídrico. — El ácido clorhídrico es un gas muy soluble en agua y uno de los compuestos más importantes del cloro. A la solución se le da el nombre de *ácido clorhídrico* o *ácido muriático*, del latín *muria*, que quiere decir « salmuera ». Los químicos antiguos lo llamaban «espíritu de sal ». Priestley, que fué quien primero preparó, recogió y estudió este gas, lo llamó « aire marino ácido ». Ambos nombres demuestran su relación con el cloruro de sodio o sal común llamada generalmente *sal*. El gas se encuentra libre en la boca de los volcanes y en solución en el jugo gástrico del estómago.

202. Preparación. — En el siglo XVII Glauber inventó el método que se usa ahora en el laboratorio para la preparación del ácido clorhídrico y que consiste en calentar

ácido sulfúrico con cloruro de sodio; la reacción es la siguiente:



$$NaCl + H_2SO_4 = HCl + NaHSO_4$$

A altas temperaturas la reacción es más completa y tiene lugar de la manera siguiente:



$$2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl + Na_2SO_4$$

El gas puede recogerse por desalojamiento del mercurio o del aire; la solución se prepara haciendo pasar una corriente de gas a través de una vasija llena de agua. El método de Glauber da como uno de sus productos el sulfato de sodio llamado también *sal de Glauber*.

En las reacciones anteriores debe notarse lo siguiente:

1°. Que ambas son doble descomposición.

2°. Que cuando se usa un ácido en una doble descomposición invariablemente resulta otro ácido al trasladarse el hidrógeno que contiene.

3°. Que el ácido clorhídrico, muy en especial, puede formarse por la doble descomposición de cualquier ácido con cualquier sustancia que contenga el cloro.

El ácido clorhídrico comercial se fabrica por el mismo método que se usa en el laboratorio. Se calienta la mezcla de sal y ácido sulfúrico poco a poco en una paila de hierro cubierta por una tapa de terracota que tiene un tubo del mismo material que conduce el gas a una torre de absorción. La masa de sulfato ácido de sodio se somete entonces a una temperatura más alta y el gas que sale en estas condiciones pasa por otro tubo a la torre de absorción. Estas torres son muy altas y están llenas de cok o pedazos de ladrillo sobre los cuales se hace caer agua gota a gota. Cuando el gas sube por la torre se disuelve en el agua que desciende y fluye por debajo de la torre. El gas general-

mente se enfría un poco antes de dejarlo entrar en la torre, para lo cual se usan vasijas inmensas de barro. Cuando se hace pasar agua por estas vasijas en dirección contraria a la del gas la absorción es completa.

El ácido clorhídrico es un producto lateral de la fabricación del carbonato de sodio por el proceso Leblanc. Antes se dejaba escapar, pero se observó que destruía la vegetación alrededor de la fábrica y para evitar este inconveniente se hizo necesario recogerlo. Esto se llevó a cabo haciendo que el agua lo absorbiera. De esta manera el ácido que antes se consideraba como un producto despreciable es ahora la base principal de las ganancias de estas fábricas, pues el precio del carbonato de sodio ha bajado considerablemente.

203. Propiedades. — El ácido clorhídrico es un gas incoloro, ácido y de olor penetrante. Es sumamente soluble en agua, por lo que forma con la humedad del aire vapores blancos que son realmente gotas infinitamente pequeñas de la solución del gas. El gas no es ni combustible ni comburente. Es 1.25 veces más pesado que el aire por lo que puede ser recogido por desalojamiento de éste. Un litro de gas en condiciones normales pesa 1.61 gm. El gas puede ser alicuado a 10° C. y 40 atmósferas de presión, o a −16° C. y 20 atmósferas de presión. Un litro de agua disuelve 500 litros del gas a 0° C. y 760 mm. de presión. El gas se escapa con facilidad de esta solución, por lo que se ven desprenderse vapores cuando se destapa una botella. La solución del gas puro es incolora pero la del ácido comercial es amarilla a causa del hierro, el cloro en exceso o las sustancias orgánicas que contiene. Como todos los ácidos, vuelve rojo el papel azul de tornasol y produce hidrógeno cuando reacciona con un metal.

La solución en su forma más concentrada contiene 42% del gas.

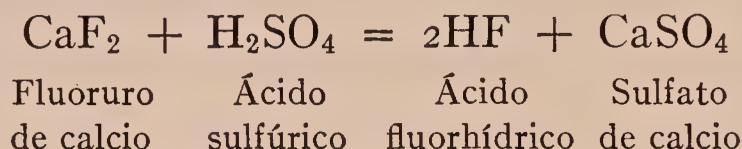
204. Usos. — El ácido clorhídrico se usa para preparar el cloro en la fabricación de los polvos de blanquear. Sus sales, los cloruros, son muy importantes. El ácido se usa extensamente en la química analítica. Por la oxidación del ácido clorhídrico se obtienen los demás ácidos del cloro a que se ha hecho referencia en otra parte de este libro.

205. Cloruros. — Además de los cloruros que se forman por la acción directa del cloro sobre los metales, se forman estas sales por la acción del ácido sobre los mismos metales, sus óxidos o sus hidróxidos. Las reacciones son sencillas y además del cloruro se produce hidrógeno en la primera y agua en las demás. Los cloruros también se forman haciendo reaccionar el ácido clorhídrico con ciertas sales.

206. La prueba del ion Cl. — Casi todos los cloruros son solubles en agua excepto los de plomo, plata y el cloruro mercurioso. Si le agregamos un poco de nitrato de plata a una solución de un cloruro o de ácido clorhídrico, en seguida se formará un precipitado blanco de cloruro de plata que es insoluble en el líquido presente. Este precipitado es esponjoso y parece leche cortada. Es insoluble en ácido nítrico, pero se disuelve en amonia caliente, y por último adquiere un color rojizo que se convierte poco a poco en negro a la luz del sol. La formación del cloruro de plata es la prueba del ácido clorhídrico y de los cloruros solubles.

207. Ácido fluorhídrico. — El compuesto del fluor que corresponde al ácido clorhídrico se llama *ácido fluorhídrico.* Su fórmula es HF, a altas temperaturas; pero la densidad de sus vapores indica que la molécula contiene dos átomos

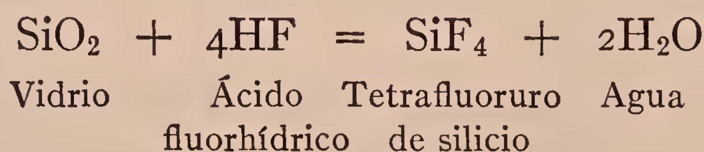
de hidrógeno y dos de fluor a bajas temperaturas. Se prepara haciendo reaccionar un fluoruro con ácido sulfúrico concentrado, así:



$$CaF_2 + H_2SO_4 = 2HF + CaSO_4$$

CaF_2	H_2SO_4	$2HF$	$CaSO_4$
Fluoruro de calcio	Ácido sulfúrico	Ácido fluorhídrico	Sulfato de calcio

El ácido fluorhídrico, lo mismo que el ácido clorhídrico, es incoloro, emite vapores en el aire y se disuelve en agua, formando la solución llamada ácido fluorhídrico comercial. Tanto en solución como en la forma gaseosa es una sustancia sumamente peligrosa. El gas es muy venenoso y el líquido forma sobre la piel laceraciones muy dolorosas y muy difíciles de curar, a causa del poder corrosivo del gas, lo cual hace también que no se le pueda poner en botellas de vidrio sino en cápsulas de platino o botellas de cera o caucho vulcanizado. En la forma gaseosa se usa para marcar el vidrio. Para esto se cubre con cera todo el vidrio y se dibuja a través de ella el diseño que se desea grabar en el vidrio. Esa parte se expone a los vapores del ácido o se cubre con la solución, lo que hace que el dibujo quede grabado en el vidrio, una vez que se haya quitado la cera. El vidrio es un compuesto artificial del silicio, y la acción del ácido consiste en formar con este elemento un compuesto volátil llamado tetrafluoruro de silicio (SiF_4). La ecuación para grabar el vidrio puede representarse así:



$$SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$$

SiO_2	$4HF$	SiF_4	$2H_2O$
Vidrio	Ácido fluorhídrico	Tetrafluoruro de silicio	Agua

Los termómetros y demás aparatos graduados son grabados con ácido fluorhídrico.

208. Sales. — Las sales del ácido fluorhídrico correspondientes a las del ácido clorhídrico se llaman *fluoruros* y se producen con las mismas sustancias que las anteriores.

209. Ácido bromhídrico. — El ácido del bromo correspondiente al ácido clorhídrico se llama *ácido bromhídrico* y es, como él, un gas incoloro de olor penetrante, que forma vapores densos con el aire y se disuelve fácilmente en el agua formando la solución que se llama del mismo modo. Su fórmula es HBr y todas sus demás propiedades son parecidas a las del ácido clorhídrico. Las sales de este ácido se llaman *bromuros* y se pueden formar también, como en el caso del cloro, por la unión directa del bromo con los metales. Lo mismo que los cloruros, los bromuros son por regla general solubles en agua.

210. Bromuro de potasio. — El bromuro de potasio, un sólido blanco y cristalino que se produce por la descomposición del carbonato de potasio con el bromuro de hierro, es la sal más importante del bromo. Se usa mucho en medicina y en fotografía. Los demás bromuros no se usan tanto.

211. Ácido yodhídrico. — El ácido del yodo correspondiente al ácido clorhídrico se llama *ácido yodhídrico*. Su fórmula es HI y sus propiedades son muy parecidas a las de los ácidos clorhídrico y bromhídrico, excepto que es un agente reductor. Todos los compuestos del yodo son correspondientes y parecidos a los del cloro y del bromo. Los *yoduros* son sales del ácido yodhídrico y se preparan también de varias maneras. Los yoduros y los cloruros actúan de manera muy similar. El *yoduro de potasio* se prepara y se usa de la misma manera que el bromuro de potasio.

212. Compuestos de los halógenos entre sí. — El yodo se une directamente con el cloro para formar dos compuestos. El más común es una sustancia roja y cristalina llamada *monocloruro de yodo* (ICl). El otro compuesto es el *tricloruro de yodo* (ICl_3) el cual resulta cuando se usa un exceso de cloro. El yodo se une al bromo para formar el compuesto IBr y se dice que con el fluor forma un compuesto que tiene la fórmula (IF_5). Ninguno de estos compuestos, naturalmente, son estables y todos se descomponen fácilmente.

CAPÍTULO XI

LA FAMILIA DEL FÓSFORO

La familia del fósforo ocupa el lado derecho del quinto grupo y está compuesta de los siguientes elementos: nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto.

El nitrógeno, como el oxígeno, se estudia generalmente por separado del resto de su familia, pues si bien es cierto que forma compuestos con el hidrógeno y el oxígeno idénticos a los compuestos del fósforo, los compuestos del uno y del otro tienen a veces propiedades enteramente distintas. Tanto el nitrógeno como el fósforo tienen valencia de 3 y de 5 y forman los compuestos NH_3, PH_3, N_2O_3, P_2O_3, N_2O_4, P_2O_4, N_2O_5 y P_2O_5.

El primero y el último de estos óxidos forman ácidos, por lo que el fósforo da también ácidos correspondientes al ácido nitroso y al ácido nítrico. El fósforo es, por lo tanto, un metaloide. El arsénico, el antimonio y el bismuto, especialmente éste último, se clasifican a veces con los metales. El bismuto es un verdadero metal. El bismuto no forma ningún compuesto con el hidrógeno, y sus compuestos con el oxígeno tienen la particularidad de que el trióxido (Bi_2O_3) es básico mientras que el pentóxido (Bi_2O_5) tampoco es ácido. Los óxidos BiO, Bi_2O_4 y Bi_2O_5 son neutros. El vanadio, el columbio y el tantalio forman parte de este grupo.

El Fósforo

Símb. = P P. A. = 31 P. M. = 124 Val. = 3 y 5

213. Estado natural. — El fósforo se encuentra en la naturaleza en los fosfatos que abundan en las diferentes partes del mundo, pero jamás se le encuentra libre. El fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$) se encuentra en todos los terrenos, en los huesos, en los dientes, y en los depósitos fósiles. La apatita ($Ca_5F(PO_4)_3$) es un mineral muy común en la costra terrestre. Las plantas y los animales contienen compuestos de fósforo como constituyentes de los sesos y de los nervios, además de los huesos y del protoplasma.

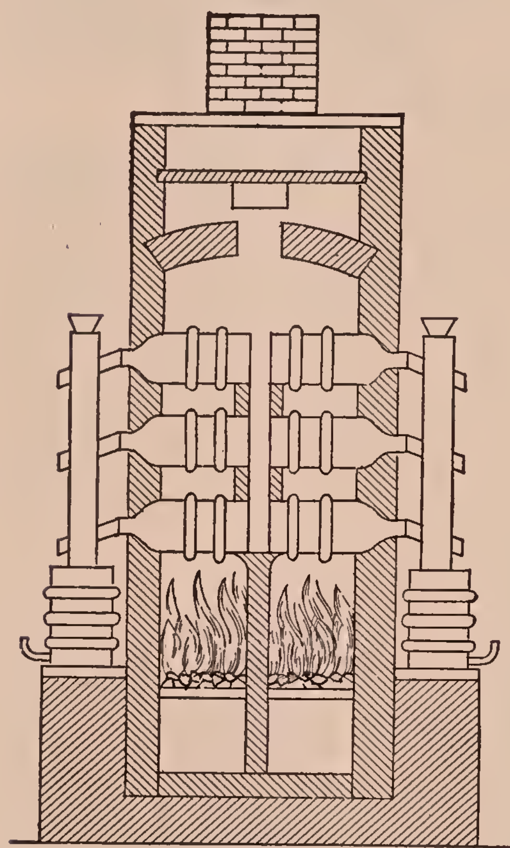
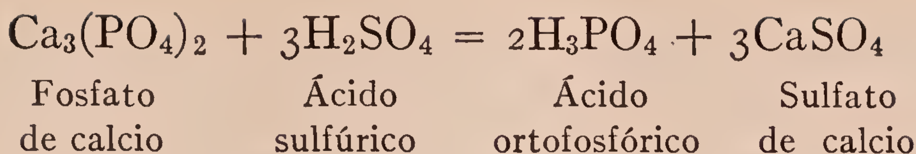


Fig. 40. — Aparato para la destilación del fósforo.

214. Historia.— Brand descubrió el fósforo en 1669. Lo obtuvo calentando moderadamente algunas sustancias orgánicas de origen animal. Scheele en 1771 lo extrajo en cantidades considerables de los huesos de diferentes animales.

215. Preparación. — El método de Scheele de extraer el fósforo de las cenizas de huesos es el que con ligeras modificaciones se usa más hoy. Las cenizas de huesos, molidas, o fosfato de calcio, se juntan con ácido sulfúrico en una vasija de madera. La mezcla se calienta al vapor y se revuelve constantemente. La reacción es la siguiente:



$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$$

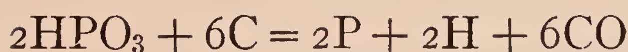
Fosfato de calcio	Ácido sulfúrico	Ácido ortofosfórico	Sulfato de calcio

El sulfato de calcio, que es insoluble, se precipita con el calor y se separa por filtración a través de cascajo o pedacitos de carbón. El ácido fosfórico, que así crudo tiene la consistencia del sirope, se mezcla con serrín, cok o carbón vegetal y se destila en retortas de barro (Fig. 40). Dos cambios tienen lugar: en el primero el ácido pierde una molécula de agua y se convierte en metafosfórico, así:



$$H_3PO_4 = HPO_3 + H_2O$$

El segundo cambio que tiene lugar es el siguiente:



$$2HPO_3 + 6C = 2P + 2H + 6CO$$

Aquí el carbón reduce el ácido metafosfórico y deja el fósforo solo, el que se destila de modo que caiga dentro de una vasija de agua al salir en forma de vapor. Este vapor al contacto con el agua se condensa y el fósforo queda en forma de un líquido pesado.

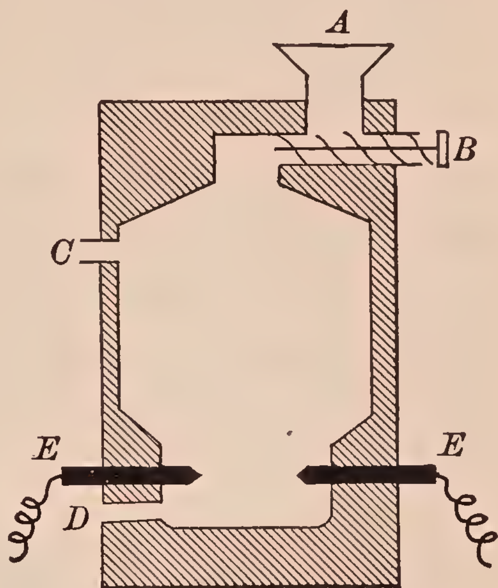
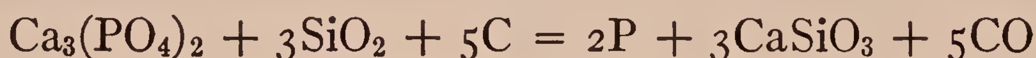


FIG. 41. — Hornillo eléctrico para la preparación del fósforo. La mezcla se echa por *A*. *B* es un tornillo regulador. *C*, orificio para el escape de los productos gaseosos. *D*, orificio para la extracción de la magma. *E*, *E*, electrodos.

También se usa un proceso mucho más simple que es el de prepararlo en un hornillo eléctrico (Fig. 41). El fosfato de calcio se mezcla con proporciones convenientes de carbono y de arena y la mezcla se hace entrar poco a poco al hornillo. Se hace pasar una corriente alterna

entre los polos eléctricos del hornillo, lo cual produce una alta temperatura. El silicato de calcio que se forma se funde y sale en forma de magma la cual se saca a intervalos. Los productos gaseosos pasan por un tubo y el fósforo se recoge bajo el agua. La reacción que tiene lugar puede representarse así:



$$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 + 5C = 2P + 3CaSiO_3 + 5CO$$

Fosfato de calcio	Arena	Carbón	Fósforo	Silicato de calcio	Monóxido de carbono

El fósforo después de purificado se echa en moldes de vidrio o de estaño sumergidos en agua fría, los cuales tienen generalmente forma cilíndrica.

216. El hornillo eléctrico. — El hornillo eléctrico es un aparato electro-termal arreglado de tal manera que el

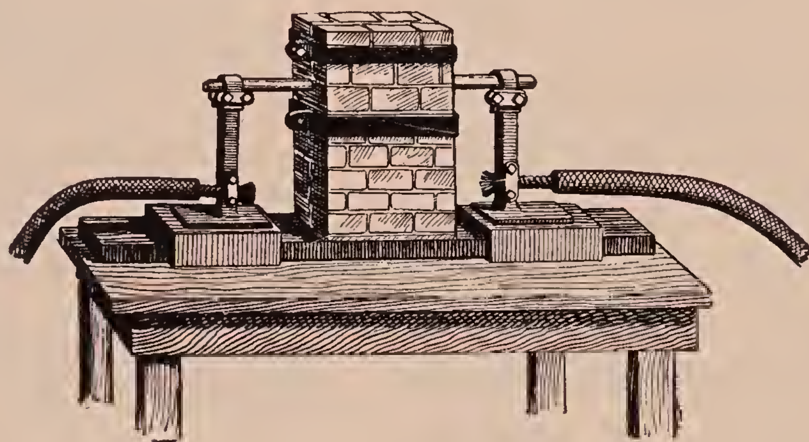


Fig. 42. — Hornillo eléctrico de Moissan.

calor se produzca a causa de una resistencia a la corriente, tal como un espacio entre los carbones, y que este calor pueda utilizarse para efectuar cambios químicos. La electrólisis no juega papel alguno en este fenómeno, por lo que generalmente se utiliza la corriente alterna que es

incapaz de producir electrólisis. El espacio al cual se circunscribe el calor es pequeño, por lo que es posible obtener por medio del hornillo eléctrico temperaturas extraordinariamente altas.

217. Propiedades. — El fósforo tiene tres modificaciones alotrópicas que se conocen con los nombres de fósforo amarillo u ordinario, fósforo rojo o amorfo y fósforo negro o cristalino. El fósforo amarillo tiene ese color y es un sólido casi traslúcido. Su color se hace más intenso cuando se le expone a la luz. A la temperatura ordinaria tiene la suavidad de la cera, pero a una temperatura baja es quebradizo. Bajo el agua se derrite a 44° C. y expuesto al aire despide vapores densos inmediatamente y cuando la oxidación producida por el oxígeno del aire ha desarrollado una temperatura de 34° C. se enciende y arde con una luz brillante para producir pentóxido de fósforo (P_2O_5). Cuando se frota sobre alguna superficie húmeda, o que por cualquier circunstancia no desarrolla la temperatura indicada, deja una estela fosforescente, es decir, brillante, como puede verse al rayar una cerilla en la oscuridad. El peso molecular a 313° C. es de 128 y su molécula está compuesta de cuatro átomos por lo que su fórmula es P_4.

El fósforo ordinario es soluble en bisulfuro de carbono, menos soluble en éter e insoluble en agua. Es sumamente venenoso. Sus vapores bastan para causar la *necrosis*, una enfermedad de la cual sufren los fabricantes de fósforo. Afecta con particularidad los dientes y las quijadas. Las quemaduras de fósforo son muy dolorosas y difíciles de curar, por lo que es conveniente tomar precauciones y no tocarlo jamás con la mano. El fósforo amarillo tiene un tenue olor, pero el olor que se nota al destapar un frasco

que contenga fósforo en agua es una mezcla del olor del ozono con el olor del fósforo.

218. El fósforo rojo. — Éste es un polvo rojo y sin brillo, formado por cristales. Se obtiene calentando el fósforo amarillo en un aparato cerrado para excluir el aire hasta una temperatura de 250° C. En esa transformación se desarrolla una gran cantidad de calor. El fósforo rojo no se derrite sino que pasa directamente al estado vaporoso. Su vapor es idéntico al vapor del fósforo ordinario. Es insoluble aun en bisulfuro de carbono. No es venenoso y no es necesario conservarlo bajo agua para evitar la combustión espontánea. En esto se diferencia del fósforo ordinario. Si se le calienta a 260° C. en una atmósfera de nitrógeno y anhidrido carbónico se transforma en fósforo ordinario.

219. El fósforo negro. — El fósforo negro se prepara disolviendo fósforo rojo en plomo derretido y dejándolo enfriar para que se separen los cristales.

220. Usos del fósforo. — La mayor parte del fósforo que se produce se usa en la fabricación de cerillas o fósforos. También se usa para hacer venenos para ratones. Sus sales o, mejor dicho, los fosfatos se usan como medicina y como alimento, y sus ácidos se usan en las industrias y en los laboratorios. Algunos fosfatos sirven también de fertilizadores o abonos.

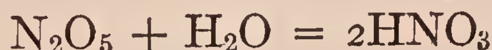
221. Óxidos del fósforo. — Como ya hemos visto, los dos óxidos más importantes del fósforo son el trióxido (P_2O_3) y el pentóxido (P_2O_5) que se llaman también *anhidrido fosforoso* y *anhidrido fosfórico*. El primero es un sólido blanco que se forma por la oxidación lenta del fósforo *y reacciona con el agua para formar el ácido fosforoso* aunque con alguna dificultad cuando el agua está fría.

Cuando el agua está caliente la acción es violenta, pero se producen además los compuestos siguientes: fosfina, ácido hipofosfórico, ácido fosfórico y fósforo rojo, por lo que queda muy poca cantidad de ácido fosforoso. El pentóxido es un polvo blanco que se forma cuando el oxígeno está en abundancia y se une violentamente con el agua para formar ácido metafosfórico.

222. Los ácidos y las sales del fósforo. — Hay seis ácidos distintos que presentan diferentes grados de hidratación del anhidrido; tres de ellos se derivan del anhidrido fosfórico y los otros tres corresponden a los otros tres óxidos del fósforo. Helos aquí:

Ácido ortofosfórico..........	H_3PO_4	$= (3H_2O + P_2O_5)$
Ácido pirofosfórico..........	$H_4P_2O_7$	$= (2H_2O + P_2O_5)$
Ácido metafosfórico..........	HPO_3	$= (H_2O + P_2O_5)$
Ácido hipofosfórico..........	$H_4P_2O_6$	$= (2H_2O + P_2O_4)$
Ácido fosforoso..............	H_3PO_3	$= (3H_2O + P_2O_3)$
Ácido hipofosforoso..........	H_3PO_2	$= (3H_2O + P_2O)$

223. Ácido fosfórico. — Las reacciones que producen estos ácidos son muy similares a las de los óxidos de nitrógeno y el producto puede considerarse como la suma o unión directa del agua y del anhidrido en un todo parecida a la siguiente:



$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$$

Cuando el anhidrido es fosfórico actúa sobre el agua y la solución se hierve con un poquito de ácido nítrico para que sirva de agente catalítico, o si se le deja permanecer por algún tiempo antes de evaporarla, se obtiene el ácido fosfórico así:



$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

Cuando la solución se evapora en seguida se obtiene entonces el ácido metafosfórico así:



$$H_3PO_4 - H_2O = HPO_3$$



$$H_2O + P_2O_5 = 2HPO_3$$

El ácido metafosfórico es un sólido vidrioso mientras que el ácido ortofosfórico es un sólido blanco cristalino y delicuescente que pronto se convierte en un líquido viscoso. Es un producto de la fabricación del fósforo cuando se usan huesos calcinados y puede hacerse también por la oxidación del fósforo con el ácido nítrico. El ácido metafósforico es muy soluble en agua y entonces se convierte en ácido ortofosfórico así:



$$HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$$

El calor acelera la conversión de este ácido llamado también *ácido fosfórico glacial* o *ácido ortofosfórico.*

224. Ácido pirofosfórico. — Este ácido se prepara descomponiendo por medio del calor (200 a 300° C.) el ácido ortofosfórico, así:



$$2H_3PO_4 = H_4P_2O_7 + H_2O.$$

Generalmente se usa una sal en vez del ácido ortofosfórico. También se prepara por la unión directa del anhidrido fosfórico con dos moléculas de agua. Este ácido es un sólido amorfo y vidrioso que se disuelve con facilidad en agua y se conduce en un todo como el ácido metafósforico.

Las sales de estos ácidos son numerosas. El ortofosfórico es tribásico y produce fosfatos de muy variadas especies. El *fosfato de calcio normal* ($Ca_3(PO_4)_2$), el *fosfato ácido de sodio* (Na_2HPO_4) y la *sal microcósmica* ($NaHNH_4PO_4$) son los fosfatos más importantes y se

usan extensamente en el análisis químico. El *fosfato ácido* se usa también como bebida. Los metafosfatos se producen calentando el monofosfato de sodio o fosfato primario de sodio, así:



$$NaH_2PO_4 = NaPO_3 + H_2O$$

Los pirofosfatos se forman calentando los difosfatos o fosfatos secundarios, así:



$$2Na_2HPO_4 = Na_4P_2O_7 + H_2O$$

Los hipofosfatos se usan mucho como medicina y generalmente se preparan haciendo reaccionar el fósforo con los álcalis.

225. Otros compuestos. — La fosfina (PH_3) es análoga al amoníaco (NH_3) aun cuando no sean iguales. Se le prepara calentando el hidróxido de potasio o de sodio con fósforo. Es venenosa, tiene un olor desagradable y arde en el aire, a causa de la presencia de un compuesto inflamable de fósforo e hidrógeno. La fosfina pura no arde. Se combina con otras sustancias para formar compuestos de fosfonio que son análogos a los compuestos del amonio:



$$PH_3 + HI = PH_4I$$

El tricloruro de fósforo es un compuesto de olor desagradable que se forma por la combustión del cloro seco con el fósforo. El pentacloruro de fósforo es un sólido verdoso que se forma haciendo pasar una corriente de cloro a través del tricloruro.

226. Fabricación de fósforos. — Se toma madera blanda y por medio de una máquina se le corta del largo y de la forma que se desea. Se fijan estos palillos en un marco y una de sus puntas se sumerge en azufre derretido o en para-

fina primero y después en la mezcla que contiene fósforo. Ésta consiste de diferentes proporciones de fósforo, bióxido de manganeso, cola y un poquito de materia colorante. El bióxido de manganeso puede ser sustituído por otra sustancia oxidante. Estos fósforos son los que se encienden por mera fricción sin necesidad de cajeta. El roce con una superficie genera suficiente calor para que el fósforo se una al oxígeno del agente oxidante y ese calor encienda el azufre o la parafina, que a su vez enciende la madera. Estos fósforos están prohibidos en la República de Panamá y en otros países latinos porque además de ser venenosos se encienden espontáneamente a causa del calor. En Suiza y los Países Bajos están prohibidos también. Los fósforos de seguridad o de cajeta los han sustituído. Estos fósforos no contienen fósforo amarillo. La cabeza es una mezcla de sulfuro de antimonio, clorato de potasio y cola, mientras que la superficie de la cajeta tiene una capa muy delgada de fósforo rojo, cola y vidrio molido. Para hacer fósforos hay maquinarias especiales que producen varios millones por día.

227. El fósforo y la vida. — El fósforo es esencial para el crecimiento de las plantas y de los animales. Las plantas lo toman de la tierra y lo guardan en forma de fosfatos, especialmente en las frutas y en las semillas. Los animales lo toman de las sustancias vegetales con que se alimentan, lo asimilan y lo depositan en sus huesos, sesos y nervios. Los huesos contienen 60% de fosfato de calcio. Una parte de los compuestos del fósforo son expelidos del cuerpo por los animales, pues no es todo el fósforo el que se asimila.

Los abonos de la tierra consisten en su mayor parte de fosfatos y se dividen en *naturales* y *artificiales*. Los naturales son:

1°. El *estiércol*, que contiene fosfatos de los que ha ingerido el animal al comer hierba.

2°. El *guano*, o estiércol de aves marinas, el cual contiene fosfatos que provienen de los peces con que estas aves se alimentan.

3°. La *magma fosfatosa*, un producto lateral de la fabricación del acero.

Los abonos artificiales se hacen de huesos y de roca fosfatosa, que existe en grandes cantidades en la Carolina del Sur, en Tennessee y en la Florida. La roca más usada es el fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$). De esta roca se saca el superfosfato de calcio haciéndola reaccionar con el ácido sulfúrico. Este superfosfato se mezcla con compuestos de nitrógeno y de potasio, lo que produce un *abono completo*.

El Arsénico

Símb. = As P. A. = 75 P. M. = 300 Val. = 3 y 5

El arsénico forma con el hidrógeno el compuesto AsH_3, y con los halógenos compuestos del tipo AsX_3 que se hidrolizan con el agua completamente. Estos compuestos son parecidos a los del nitrógeno y a los del fósforo. El arsénico se encuentra libre en la naturaleza, pero como más abunda es en combinación con el azufre o con un metal o con ambos. Los minerales más comunes que contienen arsénico son: el *realgar* (As_2S_2), el *orpimento* (As_2S_3) y las *piritas de arsénico* (FeSAs). El *arsenolito* o *trióxido de arsénico* (As_2O_3) también se encuentra con frecuencia. Los Estados Unidos importan de Inglaterra y de otros países más de seis millones de libras anuales.

228. Preparación. — El arsénico se prepara calentando las piritas de arsénico que se descomponen en piritas de

hierro y arsénico o haciendo reaccionar el óxido arsenioso con el carbón así:



$$As_2O_3 + 3C = 2As + 3CO$$

Estos métodos se usan en grande escala, especialmente el de las piritas de arsénico, el cual se lleva a cabo con la extracción del hierro como medida preliminar.

229. Propiedades. — El arsénico puro tiene un color de acero, apariencia metálica y forma cristalina. Es quebradizo, se volatiliza con facilidad a 180° C. y adquiere una presión vaporosa de 760 mm. mucho antes del punto de fusión. Su densidad a 644° C. da un peso de 308.4 como peso de volumen molecular (22.4 lts. a 0° C. y 760 mm.). El peso de arsénico que se combina con un gramo equivalente de cloro es 25 gm. Tres veces este total, o sea 75 gm., es la menor cantidad que se encuentra en el vapor de cualquier compuesto que contenga arsénico. Por lo que se toma éste como su peso atómico y puesto que cuatro veces 75 está muy cerca de 308.4, se deduce que la fórmula del arsénico es As_4 a 644° C. El arsénico arde al aire libre y produce nubes densas del sólido trióxido de arsénico (As_2O_3). Se une directamente con los halógenos, con azufre y con muchos metales. Cuando se le hierve con ácido nítrico o con algún agente oxidante poderoso se oxida lo mismo que el fósforo y produce el ácido arsénico (H_3AsO_4). En muchas cosas el arsénico se parece a los metaloides y en muchas otras se parece a los metales. Se usa para endurecer el plomo en la fabricación de balas.

230. Los óxidos del arsénico. — El óxido más importante del arsénico es el trióxido (As_2O_3), llamado también *óxido arsenioso*, *arsénico blanco* o simplemente *arsénico*. Se le encuentra en la naturaleza, pero generalemte se le prepara

calentando al aire libre algunos compuestos de arsénico. Hay dos clases: una blanca granulada y la otra que es un sólido amorfo y vidrioso. Es inodoro, tiene un leve sabor metálico, se disuelve muy poco en agua fría, pero es muy soluble en ácido clorhídrico caliente. Es un veneno terrible. Su antídoto es hidrato de hierro fresco, el cual se prepara agregando hidróxido de amonio a una sal de hierro, cloruro de hierro, por ejemplo. Generalmente de dos a tres granos son una dosis fatal, pero el sistema se acostumbra a esta droga y los trabajadores de las fábricas llegan a comerse cantidades considerables sin perjuicio de ninguna clase. Se usa en la preparación de pigmentos para pinturas verdes, en la manufactura de venenos para moscas y ratones, vidrio y compuestos de arsénico; sirve, además, para pintar géneros, conservar pieles y purificar la sangre.

231. Otros compuestos del arsénico. — El orpimento de que hemos hablado antes se usa para hacer pinturas amarillas y el realgar para hacer pinturas rojas. La pintura conocida con el nombre de *verde de Scheele* es un arsenato de cobre ($CuHAsO_3$); se usaba antes para pintar de verde los papeles con que se adornaban las paredes de las habitaciones. Hay otro color llamado el *verde de París* que es un arsenato complejo de color verde claro. Este polvo se usa también para matar ciertas plagas que atacan las plantas.

El arsénico forma ácidos análogos a los ácidos del fósforo que son mucho menos importantes que éstos. El arsenato de sodio (Na_2HAsO_4) y el arsenito de sodio ($NaAsO_2$) se usan para teñir. Cuando se pasa ácido sulfhídrico en una solución de arsénico que contiene ácido clorhídrico se forma el sulfuro amarillo de arsénico (As_2S_3); esto constituye la prueba del arsénico.

232. La prueba de Marsh. — El arsénico puro no es venenoso; pero sus compuestos son las sustancias más venenosas que se conocen. Afortunadamente es muy fácil probar que una sustancia contiene arsénico por el método conocido con el nombre de *prueba de Marsh.* Se prepara un aparato generador provisto de un tubo conductor horizontal que ha sido angostado en varios puntos y que termina en una punta. En el generador se pone zinc, ácido sulfúrico diluído y la solución que se supone que contenga el arsénico. El hidrógeno se combina con el arsénico en parte para formar arsina (AsH_3) y tanto ésta como el hidrógeno pasan por el tubo conductor. Si esta mezcla de gases se enciende en la boca del tubo y se pone una vasija de porcelana llena de agua fría sobre la llama, el arsénico metálico se depositará sobre su superficie formando una capa negra. Esta capa puede obtenerse también calentando el tubo conductor en una de sus partes más angostas. Este depósito de arsénico se disuleve en hipoclorito de sodio. El depósito del antimonio que se produce de la misma manera, y que es muy parecido, no se disuelve en este reactivo. Este método es tan delicado que hasta los más pequeños indicios de arsénico se descubren por medio de él.

El Antimonio

Símb. = Sb P. A. = 120. 2 P. M. = 480. 8 Val. = 3 y 5

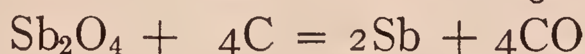
233. Estado natural. — El antimonio se encuentra libre en pequeñas cantidades. Su mineral más común es la stibnita (Sb_2S_3), que se encuentra en abundancia en el Japón, Austria-Hungría, Francia, Argelia, Italia, Méjico, Turquía y otros lugares. California y Nevada producen más de cuatro millones de libras. La stibnita se conocía en el siglo XV. El nombre latino *stibnium*, que ha dado el

símbolo al elemento, se deriva de la stibnita. Este elemento se parece mucho al arsénico y forma los compuestos SbH_3 y los haloides SbX_3 y SbX_5 que se hidrolizan enteramente con agua caliente. El óxido Sb_2O_3 es básico y también es ácido, y el óxido Sb_2O_5 es ácido. La composición de los compuestos es similar a la de los compuestos de arsénico, pero hay además algunas sales, como $Sb_2(SO_4)_3$, derivada del óxido Sb_2O_3. El elemento da sulfuros muy complejos. El trisulfuro negro (Sb_2S_3), stibnita, es muy común.

234. Preparación. — El mineral se calienta al aire libre para librarlo del azufre, y el óxido blanco que queda se mezcla con carbón y se calienta para reducirlo. Las reacciones son como sigue:



$$Sb_2S_3 + 10O = Sb_2O_4 + 3SO_2$$



$$Sb_2O_4 + 4C = 2Sb + 4CO$$

Otro método es el de calentar el sulfuro con hierro, así:



$$Sb_2S_3 + 3Fe = 2Sb + 3FeS.$$

235. Propiedades. — El antimonio es un metal blanco, cristalino, quebradizo, que se reduce a polvo con facilidad. Su gravedad específica es de 6.7 a 1640° C.; su fórmula es Sb_2, pero a la temperatura ordinaria contiene cuatro átomos como el fósforo y el arsénico y es por consiguiente Sb_4. A la temperatura ordinaria no se oxida al aire libre, pero si se le calienta arde con una llama azulosa y produce unos polvos blancos de trióxido de antimonio. El antimonio pulverizado arde brillantemente cuando se mezcla con cloro, bromo o yodo. El antimonio se utiliza para hacer aleaciones metálicas usadas en la fabricación de tipos de imprenta y otros artículos industriales. Las aleaciones metálicas que contienen antimonio se dilatan durante su solidificación y dan, por consiguiente,

fundiciones muy claras y delineadas. Cuando se le calienta con ácido nítrico da el trióxido y pequeñas cantidades de ácido antimónico. El antimonio es soluble en agua regia.

236. Compuestos del antimonio. — El antimonio forma la estibina que es análoga al amoníaco (NH_3) y a la arsina (AsH_3). Forma, además, los ácidos *para* y *meta*, los óxidos ya mencionados arriba y los compuestos halogenados o haloides. También forma compuestos complejos en los cuales actúa como metal, tales como el tártaro amético, que es un tartrato antimonil de potasio ($KSbO.C_4H_4O_6$) el cual se usa en medicina y en las industrias tintoreras. El trisulfuro de antimonio (Sb_2S_3) es un sólido rojizo que se forma al pasar una corriente de ácido sulfhídrico a través de una solución de antimonio. Ésta es la prueba del antimonio. Este sulfuro se usa para hacer el caucho rojo en la fabricación de tacones, tubos, etc. El tetrasulfuro de antimonio ($Sb_2S_4.5H_2O$) obtenido por el Dr. Guillermo Patterson, Jr. en 1912 es un sólido de color chocolate, quebradizo y explosivo. Se prepara pasando una corriente de ácido sulfhídrico a través de una solución de una sal de antimonio en ácido oxálico y oxalato de amonio bajo condiciones especiales de temperatura. Los cloruros $SbCl_3$ y $SbCl_5$ se forman por la acción del cloro sobre el metal. Con el agua forman unos compuestos blancos llamados oxicloruros ($SbOCl$). La formación del oxicloruro de antimonio sirve a veces como prueba del antimonio, pero esto puede confundirlo con el bismuto.

El Bismuto

Símb. = Bi P. A. = 208. 5 Val. = 3

237. Estado natural. — El bismuto se encuentra en la naturaleza en estado libre, pero sólo en ciertas localidades.

El óxido Bi_2O_3, llamado a veces *bismuto*, el carbonato, llamado *bismutita*, y el sulfuro, llamado *bismutinita*, son minerales comunes.

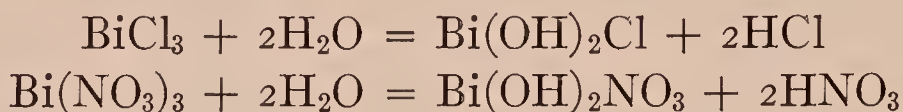
El bismuto es un metal más definido que el antimonio pues no forma compuestos con el hidrógeno. Sus compuestos con los halógenos son de la fórmula BiX_3 y cuando se hidrolizan con agua dan sales básicas. El óxido Bi_2O_3 es básico y el óxido Bi_2O_5 es neutro. El bismuto da con los respectivos ácidos, carbonato, nitrato, fosfato y otras sales en las cuales actúa como un metal trivalente. No forma ningún sulfuro complejo insoluble.

238. Preparación. — El bismuto se obtiene refinando el metal nativo para lo cual se le derrite en una plancha empinada y se le deja escurrir para que queden sobre la plancha sus impurezas. A veces se calienta el sulfuro al aire libre y el óxido que queda se reduce con carbón como en el caso del antimonio.

239. Propiedades. — Las propiedades del bismuto son muy definidas. Es un metal gris, con un tinte rojizo. Es tan quebradizo como el antimonio y como éste no se oxida al aire; pero expuesto a la humedad se oscurece. Cuando se le calienta al aire libre arde con una llama azul y forma el óxido amarillo Bi_2O_3. Es muy brillante y su gravedad específica es de 9.9. Las aleaciones metálicas que contienen bismuto se funden a una temperatura mucho más baja que la de cualquiera de los componentes aun cuando éstos de por sí tengan un punto de fusión muy bajo. El metal se funde a 270° C. El ácido clorhídrico no lo ataca pero el ácido nítrico lo convierte en nitrato y el ácido sulfúrico en sulfato. Con los halógenos forma un fluoruro, un cloruro, un bromuro y un yoduro.

240. Compuestos del bismuto. — El bismuto forma

cuatro óxidos con el oxígeno. Como ya hemos visto, el amarillo es básico y los demás son neutros. Las sales del bismuto cuando se disuelven en agua dan un compuesto básico insoluble. La reacción es reversible y estas sales básicas se redisuelven si se acidula el agua. En el caso del cloruro y del nitrato $Bi(NO_3)_3.5H_2O$ las reacciones que tienen lugar son las siguientes:



$$BiCl_3 + 2H_2O = Bi(OH)_2Cl + 2HCl$$
$$Bi(NO_3)_3 + 2H_2O = Bi(OH)_2NO_3 + 2HNO_3$$

El pentóxido tiene un color rojo anaranjado y el bióxido, negro. El trióxido de bismuto se usa para fijar el dorado en la porcelana; el oxicloruro y el oxinitrato resultan cuando se secan los dos hidratos anteriores en lo cual pierden una molécula de agua. Al último se le llama *subnitrato de bismuto* y se usa en medicina. Cuando el cloruro se echa en agua resulta el oxicloruro que le da a la solución un tinte opalescente. Ésta es la prueba del bismuto. El trisulfuro es negro y se obtiene por la unión directa de los elementos o precipitándolo con una corriente de ácido sulfhídrico. El bismuto, puesto que es un metal, forma hidróxidos. El sulfuro no reacciona con la solución de sulfuro de amonio ni de sulfuro de potasio, en lo que se distingue de los sulfuros de arsénico y de antimonio.

Generalidades

241. Conviene considerar en conjunto la familia del fósforo. Los elementos tienen propiedades físicas distintas según aumenta su peso atómico. El nitrógeno es un gas condensable que a una temperatura suficientemente baja se convierte en un sólido blanco. El fósforo es un sólido amarilloso o rojo y el arsénico el antimonio y el bismuto son

sólidos de apariencia metálica. El primero se combina directamente con el hidrógeno, el segundo da indirectamente tres hidridos y el último no se combina absolutamente con el hidrógeno. El hidrido del nitrógeno (amoníaco) se combina con el agua para formar una base mientras que los otros hidridos se conducen de manera muy distinta. El amoníaco se une con los ácidos, incluyendo los hidrácidos, para formar sales. La fosfina sólo se une a los hidrácidos y los otros no reaccionan con ningún ácido. Cuanto a sus propiedades metálicas, desde el punto de vista químico, el nitrógeno y el fósforo no forman iones positivos y, por lo tanto, no producen sales de ninguna clase y son metaloides. El arsénico da un ion positivo trivalente, el cual se encuentra solamente en soluciones de los haloides. No forma sulfatos, nitratos ni otras sales normales. El antimonio y el bismuto ambos dan iones positivos trivalentes. Forman, por tanto, sulfatos, nitratos, etc. pero estas sales del antimonio se descomponen fácilmente al contacto del agua con la precipitación del hidróxido, es decir, de una base. Pero las sales del bismuto, aun cuando pueden ser hidrolizadas para formar sales básicas, no dan el hidróxido con el agua.

Los compuestos haloides del nitrógeno y del fósforo se hidrolizan completamente en el agua y no subsisten en presencia del agua aunque hay un exceso de un hidrácido en ella. Los compuestos haloides del arsénico se hidrolizan completamente en el agua fría, pero subsisten en soluciones en las cuales haya un exceso de ácido. Los compuestos haloides del antimonio y del bismuto apenas si se hidrolizan en el agua fría. Cada elemento da un trióxido y un pentóxido. Los del nitrógeno forman ácidos, es decir, son anhidridos u óxidos ácidos que producen los ácidos nitroso y nítrico. Los del fósforo son también anhidridos ácidos.

El trióxido de arsénico es básico hacia los hidrácidos y es el primer ejemplo de un óxido básico que encontramos en este grupo. El pentóxido, sin embargo, es ácido. El trióxido de antimonio es principalmente básico aun cuando también es débilmente ácido, es decir, es efígeno. El pentóxido es ácido. El trióxido de bismuto es netamente básico y el pentóxido es estrictamente neutro.

Esta breve comparación basta para demostrar que si tenemos en cuenta la ley periódica, ésta es lógicamente la guía que debemos seguir para estudiar la química de los grupos formados por Mendeleeff tal como él los ha ordenado en el cuadro periódico. Las relaciones de estos elementos entre sí se pueden estudiar mejor cuando se estudian sus propiedades generales desde este punto de vista.

El Vanadio, el Columbio y el Tantalio

Estos tres elementos completan el grupo V del cuadro de Mendeleeff y están tan íntimamente ligados al bismuto que parece conveniente considerarlos aquí.

De entre ellos el vanadio es el más común. Se le encuentra en compuestos complejos que cuando se calientan con hidrato de sodio o con nitrato de sodio producen el metavanadato de sodio ($NaVO_3$) el cual puede entonces extraerse con agua. El elemento forma varios cloruros, tales como VCl_2, VCl_3, VCl_4 y $VOCl_3$ y cinco óxidos: V_2O, VO, V_2O_3, VO_2, y V_2O_5.

El elemento tiene una débil tendencia a formar bases y sólo da unas cuantas sales inestables.

El columbio (Cb) conocido también con el nombre de niobio (Nb) y el tantalio (Ta), poseen una tendencia débil a formar bases y sus principales compuestos son los columbatos y los tantalatos.

CAPÍTULO XII

EL SILICIO Y EL BORO

Aun cuando el silicio y el boro están en dos grupos distintos hay gran similitud entre ellos desde el punto de vista químico. El silicio no da ningún monóxido; sin embargo, es cuatrivalente en todos sus compuestos. Se habrá notado ya que los miembros de una familia tienen muchos puntos de contacto con los miembros de la familia correspondiente en el grupo que le sigue.

El Silicio

Símb. = Si P. A. = 28. 4 Val. = 4

242. Estado natural. — El silicio, aunque pertenece a la familia del carbón, no se encuentra libre como éste. En combinación, es el elemento más abundante que existe después del oxígeno y constituye más de la cuarta parte del peso de la tierra. El óxido de silicio se llama comúnmente *arena* y forma parte de los compuestos que constituyen las rocas. En el mundo inorgánico el silicio es el elemento característico así como el carbón es el elemento característico del mundo orgánico. El cuarzo, el vidrio, el cristal de roca y muchas otras sustancias de bonita apariencia como el rubí, la esmeralda, etc. contienen silicatos. El silicio solo es un elemento raro y de difícil obtención.

243. Preparación. — Si mezclamos magnesio pulverizado y arena y calentamos una parte de esta mezcla, en

seguida continúa una reacción violenta por toda ella. La reacción es la siguiente:



$$2Mg + SiO_2 = Si + 2MgO$$

En lugar del magnesio podríamos usar carbón o aluminio y en vez de calentarlo como se ha indicado se podría usar el hornillo eléctrico. También podría prepararse calentando el cloruro de silicio con sodio. En la primera preparación, si se usa un exceso de magnesio, se forma el silicato de magnesio (Mg_2Si).

El silicio que se obtiene por este método es amorfo y queda en la vasija cuando se disuelve el óxido de magnesio en un ácido diluído. Cuando el silicio amorfo se disuelve en zinc derretido al enfriarse se convierte en silicio cristalino. El zinc se disuelve por medio de un ácido diluído, el cual no ataca al silicio.

244. Propiedades. — El silicio, lo mismo que el carbón, tiene tres formas alotrópicas: un polvo oscuro llamado silicio amorfo, una masa color cenizo como el grafito, y los cristales o silicio cristalino que tienen un color de acero. El silicio amorfo puede transformarse en las otras formas. Las propiedades de cada una son distintas. El amorfo se une con el fluor a la temperatura ordinaria, con el cloro a 430° C., con el bromo a 500° C., con el oxígeno a 400° C., con el azufre a 600° C., con el nitrógeno a 1000° C. y con el carbón y el boro a temperaturas que sólo el hornillo eléctrico puede proporcionar. El agua regia lo oxida lentamente y lo convierte en ácido silícico. Es soluble en una mezcla de ácido fluorhídrico y ácido nítrico, de cuya solución resulta el tetrafluoruro de silicio. El silicio cristalino consiste en cristales hexagonales en forma de agujas y sus propiedades químicas son parecidas a las del an-

terior. Ambos se unen con el hidróxido de potasio o el hidróxido de sodio cuando las soluciones están hirviendo para formar el ortosilicato o el metasilicato.

245. Compuestos del silicio. — Los compuestos del silicio son muy variados. El silicio se diferencia del carbón en que sólo da dos compuestos con el hidrógeno. El primero, SiH_4 corresponde al gas de los pantanos (CH_4). Este gas es inflamable. Forma con el carbono el *carborrondo* (SiC); con el cloro y el fluor, el *tetracloruro de silicio*, ($SiCl_4$) y el *tetrafluoruro* (SiF_4); con el fluor, un ácido llamado *hidrofluosilícico* (H_2SiF_6), el cual es estable sólo en solución pues cuando se evapora el agua se desprende el tetrafluoruro de silicio y queda el ácido fluorhídrico.

El *bióxido de silicio* (SiO_2) es el compuesto más común de este elemento. Se forma de diferentes maneras en la naturaleza y se le obtiene como un polvo menudo cuando se dehidrata el ácido silícico por medio de la evaporación. En prismas grandes, transparentes, piramidales se le conoce con el nombre de *cuarzo* o *cristal de roca*. Cuando está coloreado por el manganeso y el hierro se llama *amatista*. Cuando el color se lo da una sustancia orgánica se le llama *cuarzo ahumado*. Las variedades amorfas a veces tienen también color a causa del óxido de hierro; por ejemplo, la *ágata*, el *jaspar* y el *ónix*, que se usa para hacer camafeos. Cuando la sílice está ligeramente hidratada es conocida con los nombres de *ópalo* y de *flint*. La madera petrificada no es más que una variedad de cuarzo que ha sustituído las fibras de la madera. En Arizona hay una selva entera petrificada. La tierra infusoria es una variedad de la sílice que consiste en organismos pequeños llamados *diátomos*.

Aun cuando el bióxido de silicio o sílice se diferencia mucho del anhidrido carbónico desde el punto de vista físico, se conduce de manera muy parecida desde el punto de vista químico. Cuando se le hierve con hidróxido de potasio da también el metasilicato o el ortosilicato de potasio. La sal queda como un cuerpo gelatinoso llamado *vidrio soluble,* cuando se evapora el agua.

Los cristales de cuarzo son insolubles en agua o en ácidos, exceptuando el ácido fluorhídrico, y tienen tanta dureza que rayan el vidrio. Son solubles en los hidratos y carbonatos fundidos de sodio y potasio. El cuarzo es infusible excepto en la llama del soplete oxhídrico. Si se le funde y se le estira con cuidado la masa queda convertida en hilos elásticos que sirven para suspender algunas partes de instrumentos eléctricos delicados. Las piedras de edificar y la arena que se usa para hacer mezcla, papel de lija, vidrio y porcelana, son sílice. El vidrio puede convertirse en opaco y hasta cortarse proyectando arena sobre él con un aparato especial. Muchas de las variedades del cuarzo se cortan, se pulen y se usan como piedras preciosas. La amatista, el ópalo, el ágata son ejemplos. El cristal de roca se usa como diamante en las prendas falsas y se corta para hacer lentes de instrumentos ópticos y anteojos. La madera petrificada se corta y se pule para hacer adornos. La tierra infusoria conocida con el nombre de *electrosilicio* sirve para pulir la plata y para hacer un cemento conocido con el nombre de *vidrio soluble,* dinamita y ladrillos refractarios.

La sílice se encuentra en las partes duras de algunas plantas como el bambú, conocido entre nosotros con el nombre de cañaza. Las cenizas de las plantas contienen sílice en diferentes proporciones, lo cual demuestra que

ha sido absorbida en forma de un silicato soluble o de ácido silícico. Algunas plantas como la papa dan cenizas que contienen de 40 a 60% de sílice. La sílice no es, propiamente hablando, un alimento de la planta sino un constituyente importante para darle rigidez.

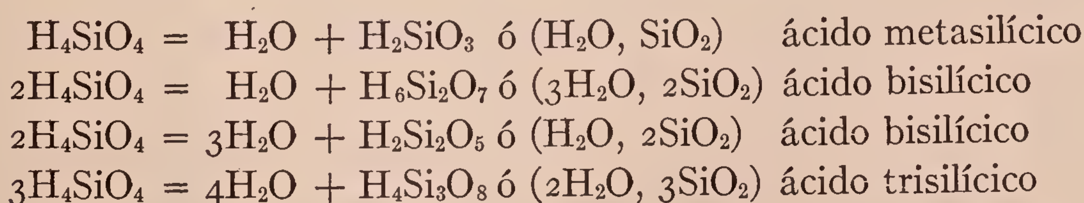
246. Ácido silícico. — Cuando se hace reaccionar una solución de silicato de sodio en un ácido se produce el *ácido silícico* (H_4SiO_4) el cual tiene apariencia gelatinosa. Cuando hay un exceso de ácido clorhídrico no se forma este precipitado porque el ácido silícico se convierte en una solución coloidal. El ácido antes de precipitarse es ortosilícico; el precipitado gelatinoso que se obtiene contiene agua en pequeñas proporciones.



$$Na_4SiO_4 + 4HCl = 4NaCl + Si(OH)_4 = H_4SiO_4$$

Cuando se seca este ácido al fuego se va toda el agua y queda convertido en sílice. El ácido silícico es un ácido muy débil y, por lo tanto, no da ninguna sal con el hidróxido de amonio. Sus sales con el potasio y con el sodio son alcalinas.

247. Silicatos. — Aun cuando se dice que el ácido silícico es un ortoácido y no se ha preparado ningún otro todavía, sus sales se imaginan derivadas de varios ácidos que representan diferentes grados de hidratación, suposición que está justificada por la composición de los silicatos. He aquí las reacciones imaginarias.



$$H_4SiO_4 = H_2O + H_2SiO_3 \text{ ó } (H_2O,\ SiO_2) \quad \text{ácido metasilícico}$$
$$2H_4SiO_4 = H_2O + H_6Si_2O_7 \text{ ó } (3H_2O,\ 2SiO_2) \quad \text{ácido bisilícico}$$
$$2H_4SiO_4 = 3H_2O + H_2Si_2O_5 \text{ ó } (H_2O,\ 2SiO_2) \quad \text{ácido bisilícico}$$
$$3H_4SiO_4 = 4H_2O + H_4Si_3O_8 \text{ ó } (2H_2O,\ 3SiO_2) \quad \text{ácido trisilícico}$$

La composición de los minerales es a menudo sumamente compleja a causa de que con mucha frecuencia hay

sales mixtas en ellos, en las cuales el hidrógeno de un ácido imaginario ha sido desalojado por dos o más metales, de tal manera, que el equivalente total de ellos indica el número de átomos de hidrógeno. Entre esos minerales hay una serie de ortosilicatos tales como la *mica*, la *kaolina*, el *zirconio*, etc. Otros son metasilicatos como el *berilo*, el *talco*, etc. La *serpentina* es un bisilicato y el *feldespato* es un trisilicato. Muchos de estos minerales occurren juntos con frecuencia como constituyentes de rocas ígneas. El *granito* es simplemente una mezcla fundida de cuarzo, mica y feldespato.

248. Fabricación del vidrio. — El vidrio es una mezcla artificial de silicatos, uno de los cuales es el de sodio o el de potasio. El vidrio de las ventanas es un silicato de sodio y calcio y el cristal de Bohemia es un silicato de potasio y calcio. El vidrio duro es un silicato de potasio y de plomo. Estos silicatos se obtienen mezclando la arena con un álcali y con un compuesto de calcio o de plomo y fundiendo la mezcla. El álcali puede ser carbonato de sodio o de potasio o una mezcla de ambos o sulfato de sodio. El compuesto de calcio que se usa generalmente es el carbonato en forma de yeso o tiza. El compuesto de plomo que se usa es el *litargo* (PbO) o el *óxido rojo de plomo* (Pb_3O_4). A veces se usan cantidades pequeñas de otras sustancias, como vidrios rotos, para ayudar a reducir el punto de fusión de la mezcla, o el *óxido de arsénico* (As_2O_3), el *nitrato de potasio* o el *bióxido de manganeso* que sirven también para desvanecer el color verdoso que le imparten los compuestos de hierro. Los óxidos metálicos y otras sustancias que se usan para dar color al vidrio o para producir diferentes clases de vidrio son muy numerosos. El proceso consiste en fundir en un crisol de barro la

mezcla conveniente. Durante la fundición se escapan los gases y las impurezas flotan en forma de espuma, la cual se separa para que quede lo más limpio posible. La masa fundida se deja enfriar hasta que tenga una consistencia de melcocha y entonces se le corta, se le estira, se le suelda, se le sopla o se le echa en moldes en la forma que uno desee para construir los diferentes aparatos de vidrio que conocemos.

La mezcla varía según la clase de vidrio que se quiera fabricar. La mezcla para fabricar el vidrio de mesa y de botellas es la siguiente: arena, 1550 lbs; carbonato de sodio, 550 lbs; óxido de calcio, 200 lbs; nitrato de sodio, 100 lbs.

El vidrio de ventanas o vitrinas se hace soplando un pedazo de la pasta o vidrio amelcochado dentro de un cilindro, que luego se abre y se estira para formar la lámina de vidrio.

Con pequeñas variaciones se obtienen todas las demás clases de vidrio y se fabrica una infinidad de aparatos para usos químicos, físicos y médicos. Los aparatos de vidrio deben dejarse enfriar poco a poco para que no sean tan quebradizos. Esta operación se llama *templar el vidrio* y consiste en pasar los objetos repetidas veces a través de un horno cuya temperatura disminuye gradualmente.

Para darle color a los objetos se usan diferentes sustancias. El hierro y el plomo dan el color verde; los compuestos de cobre y los de cobalto producen diferentes tintes de azul; el bióxido de manganeso da un color rosado o violeta, y una mezcla de éste con el óxido de hierro produce el anaranjado: el carbón, el azufre y la plata dan el color amarillo; algunos compuestos de cobre y el oro dan el rojo.

del rubí. El vidrio blanco o transparente se obtiene con el feldespato de calcio; el ahumado, con níquel; el tornasol con los vapores de ácido clorhídrico o de cloruro de zinc.

Los Estados Unidos producen vidrio por valor de sesenta millones de dólares anuales.

El Boro

Símb. = B P. A. = 11 Val. = 3

249. El boro. — El boro es un elemento trivalente, miembro de la familia del aluminio. Se le considera, sin embargo, metaloide y sus óxidos y el hidróxido son ácidos. El aluminio es un metal y tanto su hidróxido como su óxido tienen propiedades básicas predominantes. El boro y sus compuestos son realmente muy parecidos al carbón y al silicio y a sus compuestos, en todas sus propiedades químicas, excepto en su valencia.

250. Estado natural. — El boro se encuentra, como el silicio, en compuestos oxigenados tales como el ácido bórico y sus sales. De éstas el tetraborato de sodio o bórax ($Na_2B_4O_7$) se encontró primero en la India donde se le conoció con el nombre de *tincal*. La *colemanita* ($Ca_2B_6O_{11}.5H_2O$) y otros boratos complejos que se encuentran en California son artículos de comercio. El boro mismo es un elemento raro.

251. Preparación. — El boro se prepara calentando magnesio pulverizado con el óxido bórico:



$$B_2O_3 + 3Mg = 3MgO + 2B$$

El boro se separa como una masa amorfa y negra, con alguna dificultad, de los compuestos del magnesio en la mezcla que queda. Cuando se agrega un exceso de aluminio pulverizado resultan unos cristales duros de boro.

252. Propiedades y compuestos. — El boro se une con los mismos elementos con que se une el silicio, pero con mucha más actividad. Se oxida como el carbón con ácido sulfúrico concentrado o con ácido nítrico para producir ácido bórico. Reacciona con el hidróxido de potasio fundido para producir un borato. Cuando se calienta con nitrógeno se une con él para formar el nitruro (BN) que es un sólido blanco. En el hornillo eléctrico logra unirse con el carbón para formar un carburo (B_6C). Esta sustancia es más dura que el carborrondo y es, de las sustancias conocidas, la segunda en dureza: el diamante es la sustancia más dura que se conoce. Con el cloro forma un tricloruro y con el fluor un trifluoruro.

253. Acido bórico. — El ácido bórico o ácido borático (H_3BO_3) es un poco volátil con el vapor y se encuentra en erupciones de vapor que salen de la tierra en Tuscania. Se construyen grandes tanques alrededor de estos caños de vapor y se arreglan de tal manera que cuando el vapor se condense el agua corra a intervalos de un depósito al otro, inmediatamente más bajo, cargándose así de ácido bórico. La solución final se evapora, aprovechando el calor del vapor de agua, y el ácido bórico crudo se purifica por recristalización. Cuando una solución alcohólica de un compuesto de boro se enciende, la llama adquiere un color verde. Ésta es la prueba del ácido bórico y de los compuestos del boro. El ácido bórico se usa para hacer bórax y en la fabricación de esmaltes y de objetos de porcelana vidriosa. Se usa también como un antiséptico en medicina y cirugía y como un preservativo para carne, pescado, leche, mantequilla, cerveza y vino.

254. Bórax. — El bórax o tetraborato de sodio se encuentra en grandes cantidades en la región del Thibet y

en California. La mayor parte del bórax se fabrica de ácido bórico o de borato de calcio, hirviendo éste con carbonato de sodio y separando el bórax por cristalización. El bórax es un sólido blanco y cristalino que tiene 10 ó 5 moléculas de agua de cristalización. Es eflorescente en el aire. Cuando se calienta se derrite y se encrespa hasta formar una masa blanca y porosa que por fin se convierte en un sólido vidrioso. Este bórax vidrioso disuelve las sustancias metálicas, muy especialmente los óxidos, por lo que se usa al final de un alambre de platino para hacer lo que se llama la *perla* o *cuenta de bórax.* Estas perlas adquieren colores característicos de acuerdo con los óxidos metálicos o sales de los diferentes metales con que hayan sido impregnadas. El siguiente cuadro dará una idea de estos colores:

COLORES DE LA CUENTA DE BÓRAX

Metal	Llama oxidante		Llama reductora	
	Caliente	*Frío*	*Caliente*	*Frío*
Cromo	amarillo rojizo	verde amarillento	verde	verde
Cobalto	azul	azul	azul	azul
Cobre	verde	azul verdoso	incoloro	rojo
Manganeso	violeta	violeta	incoloro	incoloro
Níquel	oscuro	amarillo oscuro	oscuro	amarillo oscuro
Hierro	amarillo	verde botella	amarillo	verde botella

El bórax se usa en la fabricación de piedras preciosas artificiales. También se usa en vez de ácido bórico en la fabricación de esmaltes y en la conservación de carne y pescado. Es un agente de limpieza magnífico y se usa en grandes cantidades en las lavanderías, así como en la fabricación de jabones, especialmente los que se fabrican para

ser usados con aguas crudas. Su poder para disolver los óxidos de los metales lo hace muy valioso para soldarlos, pues con él se limpia el metal para que pueda adherirse la soldadura. Se usa también como un astringente en las tintorerías y es un ingrediente de ungüentos, lociones, polvos, cremas, etc., que se usan para suavizar la piel o para librarla de erupciones.

III. LOS METALES

CAPÍTULO I

GENERALIDADES DE LOS METALES

Hasta ahora casi todos los elementos que hemos estudiado son metaloides. En el presente capítulo estudiaremos las generalidades de los metales o elementos de marcada tendencia a formar bases. Hace muchos años se dividieron los elementos en metales y metaloides. Esta división tenía por base las propiedades físicas de los elementos. Como ya hemos visto en el caso del arsénico, el antimonio, el bismuto y otros elementos, la línea que establece esta distinción no está tan bien definida como entre el metaloide azufre y el metal hierro, que son típicos. Naturalmente, muchos elementos tienen propiedades características y definidas. Pero muchos otros tienen propiedades variables y unas veces actúan como metales y otras como metaloides. La clasificación de metales y metaloides no es, pues, una clasificación exacta, pero sí es muy conveniente.

255. Propiedades físicas de los metales. — Todos los metales tienen lo que se llama *lustre metálico*, pero generalmente sólo lo muestran cuando están en forma compacta. El magnesio y el aluminio lo muestran cuando están pulverizados; pero la mayor parte de ellos son negros cuando están en este estado. Todos los metales pueden obtenerse en forma cristalizada cuando se funden y se permite que la masa fundida se enfríe poco a poco. En casi todos los casos los cristales pertenecen al sistema tetragonal. Los metales varían en gravedad específica

desde el litio, que apenas tiene poco más de la mitad de la densidad del agua (0.59), hasta el osmio cuya gravedad específica es de 22.5. Aquellos cuya gravedad específica es menos de cinco se llaman *metales livianos* y los que tienen más de cinco se llaman *metales pesados.*

Casi todos los metales son *maleables*, es decir, pueden convertirse en láminas a golpes sin que pierdan su consistencia. Aquellos que tienen algo de común con los metaloides, sin embargo, tales como el arsénico, el antimonio y el bismuto, son muy quebradizos. El orden de los metales, si se tomara como base esta propiedad, sería el siguiente: oro, plata, cobre, estaño, platino, plomo, zinc, hierro y níquel.

La *tenacidad* de los metales los coloca en un orden distinto del anterior. La tenacidad se mide por el número de kilogramos que un pedazo de metal de un milímetro de espesor puede sostener sin romperse. Sus valores son los siguientes: hierro, 62; cobre, 42; platino, 34; plata, 29; oro, 27; aluminio, 20; zinc, 5; plomo, 2.

La *dureza* se mide por la facilidad con la cual el metal puede cortarse con un instrumento cortante. El potasio y el sodio son tan suaves como la cera, mientras que el cromo es lo suficientemente duro para cortar el vidrio.

El *punto de fusión* de los metales lo marca la *temperatura* a la cual *se funde el metal* y tiene mucha importancia en relación con su fabricación. He aquí algunos:

Mercurio	40°	Zinc	420°	Hierro colado	1150°
Potasio	62°	Antimonio	437°	Níquel	1500°
Sodio	96°	Aluminio	700°	Hierro puro	1550°
Estaño	230°	Magnesio	750°	Platino	1780°
Bismuto	264°	Plata	954°	Manganeso	1900°
Cadmio	320°	Cobre	1057°	Cromo	2000°
Plomo	326°	Oro	1075°	Iridio	2200°

A la temperatura ordinaria el mercurio es líquido. El potasio y el sodio se funden a una temperatura menor que el punto de ebullición del agua. Todos los metales, incluso el oro, se pueden fundir con facilidad con la llama Bunsen.

La volatilidad es la propiedad que tienen los metales de convertirse en vapor. Esta propiedad depende mucho del método que se emplee para fabricarlos. Hasta los metales más refractarios se convierten en vapor con el hornillo eléctrico. Es fácil destilar los siguientes: el mercurio, cuyo punto de ebullición es 357° C.; el potasio y el sodio, 700° C.; el cadmio, 770° C. y el zinc, 950° C.

En muchos casos los metales derretidos disuelven otros metales. Cuande esto sucede, el resultado es una *aleación*, que tiene en algunos casos las propiedades de las soluciones sólidas. A veces, como en el caso del plomo y del estaño, se pueden formar mezclas en cualquier proporción; en otros casos la solubilidad es limitada, como sucede con el zinc y el plomo, pues sólo 16 gm. de zinc pueden disolverse en 100 de plomo. Las aleaciones no siempre tienen el color de sus constituyentes.

Las aleaciones metálicas en que uno de los metales es mercurio se llaman *amalgamas*, de una palabra griega que significa «masa suave», y se forman generalmente con los metales más livianos. Con los metales pesados el menos amalgamable es el hierro.

La *conductibilidad* eléctrica distingue a los metales de una manera definida de los metaloides y es el poder que tienen de dejar pasar a través de ellos la corriente eléctrica con mayor o menor velocidad. La plata conduce la corriente 60 veces mejor que el mercurio. El siguiente cuadro indica la conductibilidad a través de un alambre

del respectivo metal que tiene un grueso de 1 mm. cuadrado a 15°C. Se da el número de metros que se necesitan para ofrecer la resistencia de un ohmio.

CUADRO DE CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

Plata	62.89	Zinc	16.95	Platino	5.88
Cobre Com.	57.40	Bronce	14.17	Acero	5.43
Oro	46.30	Níquel	7.59	Plomo	4.56
Aluminio Com.	31.52	Hierro	7.55	Mercurio	1.04

Para comparar estas conductibilidades con las de las soluciones conviene saber que la solución decinormal del ácido clorhídrico tiene una conductibilidad en la escala anterior de 0.035 o sea 30 veces menos que el mercurio.

Los metales son también conductores del calor y también varían en esta propiedad. La plata, el cobre y el aluminio son los mejores conductores y el bismuto es el peor.

256. Propiedades químicas de los metales. — Las propiedades distintivas de los metales no son las físicas sino las químicas. Los metales producen óxidos que al combinarse con el agua dan bases, pues son elementos característicos de las bases, mientras que los metaloides forman óxidos que producen ácidos con el agua.

Hay tres propiedades químicas que podemos enumerar, así:

1°. Los metales pueden formar por sí solos átomos positivos de una sal y por tanto pueden existir solos como iones positivos.

2°. Los óxidos y los hidróxidos de los metales son básicos.

3°. Cada metal verdadero tiene por lo menos un compuesto haloide que no se hidroliza con el agua o se hidro-

liza muy poco. Lo mismo sucede con los nitratos y con otras sales de ácidos activos.

257. Estado natural. — Solamente unos cuantos metales se encuentran libres en la naturaleza. Cuando esto sucede se dice que están en *estado nativo.* El oro, la plata, los metales del grupo del platino, el cobre, el mercurio, el bismuto, el antimonio y el arsénico se encuentran en estado nativo. Las piedras que contienen metales se llaman *minerales.* Los minerales pueden ser óxidos, sulfuros, carbonatos u otras sales del metal o pueden contener al metal en su estado nativo. Los metales cuyos *óxidos* constituyen minerales importantes son el hierro, el manganeso, el estaño, el zinc, el cobre y el aluminio. Aquéllos cuyos *sulfuros* son minerales importantes son: el níquel, el cobalto, el antimonio, el plomo, el cadmio, el zinc y el cobre. De los *carbonatos* se obtienen el hierro, el plomo, el zinc, el cobre y, en cantidades menores, el manganeso, el magnesio, el bario, el estroncio y el calcio. Los que se encuentran como *sulfatos* no son solubles y son: el plomo, el bario, el estroncio y el calcio. Los compuestos de los metales con los halógenos son numerosos. El *cloruro* de plata se encuentra con frecuencia. Los cloruros de sodio y de potasio se encuentran en abundancia, así como los *fluoruros* de sodio y de aluminio, el último de los cuales se aprovecha para la fabricación de este metal. Los *silicatos* naturales son numerosos y abundantes, pero rara vez se les usa para la preparación de los metales. Muchos de ellos, como el kaolín, se usan con otros propósitos comerciales.

258. Extracción de los metales de sus minerales. — La ciencia de extraer los metales que contienen los minerales se llama *metalurgia.* Cuando se trata de un metal nativo

el proceso es simple, porque todo lo que se necesita es derretirlo para que se separe de la matriz. Muchas veces se le agrega un *flujo*. Flujo es una sustancia que reacciona con los materiales infusibles para producir otros que verdaderamente son fusibles. El flujo se combina con la matriz y da una *magma* fusible. Esta magma es una sal fundida, generalmente un silicato, y no se mezcla con el metal fundido, por lo que es fácil llevar a cabo la separación. Cuando el mineral es un compuesto, el metal debe inducirse a quedar libre, por lo que hay que agregarle materiales que sean capaces de combinarse con los demás constituyentes. Los detalles del proceso dependen de las circunstancias. Así, los metales volátiles, como el zinc y el mercurio, se destilan en forma de vapor y se recogen por condensación. Los metales que no son volátiles, como el cobre y el hierro, corren por la parte baja de los altos hornos donde se les funde.

Cuando el mineral es un óxido, generalmente se le reduce calentándolo con carbón. Esto puede hacerse con los óxidos de hierro y de cobre, por ejemplo, pero hay óxidos que no son reductibles por el carbón en un horno ordinario, tales como los de calcio, estroncio, bario, magnesio, aluminio, y los miembros de la familia del cromo. Pero en el hornillo eléctrico aún estos se reducen. De este modo se obtienen los carburos, de los cuales se sacan los metales con relativa facilidad. En pequeña escala el método de calentar los óxidos pulverizados con aluminio pulverizado ha dado magníficos resultados y se ha hecho muy común. El óxido de hierro y aún los de metales como el manganeso y el cromo son reductibles con facilidad por este método. Este método ha recibido el nombre de *proceso aluminio termal*, a causa de la gran cantidad de calor que se desa-

rrolla cuando se usa. En el laboratorio se usa el hidrógeno como agente reductor.

Cuando el mineral es un carbonato, se calienta primero para expulsar el anhidrido carbónico y entonces se trata el óxido como se ha descrito antes.

Cuando el mineral es un sulfuro, entonces hay que calcinarlo o asarlo para que se desprenda del azufre y el óxido que resulta se trata como ya se ha indicado.

Los cloruros y los yoduros de los metales se descomponen calentándolos con sodio metálico. Éste era el método que se usaba antes para la fabricación del magnesio y del aluminio.

Los metales que no pueden extraerse por ninguno de los métodos anteriores se obtienen fácilmente por electrólisis de uno de sus compuestos simples en estado de fundición. Éste es el método que se usa ahora exclusivamente para la fabricación del aluminio que se extrae de su óxido fundido en criolita derretida.

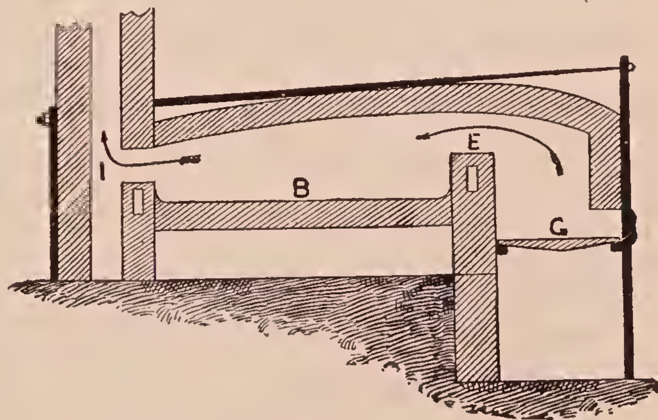


Fig. 43. — El horno reverberatorio.

El oro y la plata se concentran primero y después se extraen por medio de amalgama con el mercurio.

Cuando no es conveniente usar los altos hornos porque el mineral y el combustible no deben estar en contacto, se usa el *horno reverberatorio*, en el cual la llama se refleja o reverbera sobre el mineral que está bajo tratamiento. En este horno el mineral puede oxidarse o reducirse sin que esté en contacto con el combustible. El fuego se aplica

en la parrilla *G*, y la llama pasa por el puente *E* y baja a causa de la inclinación del techo hasta estar en contacto con el contenido del horno. Los gases se escapan por el tubo *I*. La carga de minerales que está en el fondo del piso *B* no llega a estar en contacto con el combustible y se oxida o se reduce a voluntad por la llama.

259. Compuestos de los metales. — Los óxidos de los metales se obtienen por la unión directa de éstos con el oxígeno del aire cuando se les calienta al aire libre, o de los nitratos o de los carbonatos o de los hidróxidos cuando se les calienta. Casi todos son insolubles en agua pues los únicos solubles son los de los metales alcalinos y alcalinotérreos, los cuales producen rápidamente los respectivos hidróxidos. Los óxidos generalmente son estables. Los del oro, el platino, el mercurio y la plata se descomponen con gran dificultad cuando se les calienta en este horno. Los metales, lo mismo que los metaloides, con frecuencia forman varios óxidos. Los de los metales univalentes de la forma K_2O, a excepción del óxido cuproso y el óxido auroso, tienen las propiedades básicas más marcadas. Los de los metales divalentes de la forma MgO, cuando son el único óxido que producen, son también básicos. Los de los metales trivalentes de la forma Al_2O_3, conocidos por el nombre de sesquióxidos, que en latín significa «una mitad más», son los menos básicos entre los óxidos básicos. Los óxidos de las fórmulas SnO_2, Sb_2O_5, CrO_3 y Mn_2O_7, en los cuales los metales tienen valencia de 4 a 7, son generalmente óxidos ácidos aunque algunos elementos tienen óxidos inferiores que son básicos.

Los hidróxidos se forman en el caso de los metales alcalinos y alcalinotérreos por la unión directa de los óxidos con el agua. También se producen por doble des-

composición cuando el hidróxido actúa sobre una sal. Todos los hidróxidos, excepto los de los metales alcalinos sueltan los elementos del agua cuando se les calienta y dejan el óxido del metal correspondiente. A veces la pérdida tiene lugar poco a poco, como sucedió con el ácido ortofosfórico. Exceptuando los hidróxidos de los metales alcalinos y de los alcalinotérreos, que son muy solubles en el agua, los hidróxidos son poco solubles. Los hidróxidos de mercurio y de plata, si acaso llegan a formarse, son sumamente inestables porque apenas se secan quedan convertidos en el óxido correspondiente.

En general, cada metal puede formar una sal con los radicales de cada uno de los ácidos. De aquí en adelante nos limitaremos simplemente a describir aquellas sales que se fabrican con miras comerciales o que son de interés por algún otro motivo. Estas sales serán estudiadas con el metal correspondiente. Aquí debemos decir algo, sin embargo, respecto de las propiedades características de los grupos de sales más comunes.

Los cloruros se fabrican por la unión directa del cloro con el metal o por la acción conjunta del carbón y del cloro sobre el óxido. Este último método se usa para fabricar el cloruro de cromo. También se puede usar para la fabricación de los cloruros cualquiera de los métodos generales que se han descrito ya para la formación de las sales, es decir, la unión del ácido clorhídrico con el óxido, el hidróxido, el carbonato u otra sal. Los cloruros son, por lo general, muy solubles. Son excepción de la regla los de plata, mercurio, cobre y plomo que se disuelven con dificultad. Casi todos los cloruros son estables cuando se les calienta, pero los de los metales nobles, particularmente los del oro y el platino, se descomponen con

CUADRO DE SOLUBILIDADES

	NO_3	NO_2	ClO_3	ClO_4	OCl	Cl	Br	I	F	SO_4	SO_3	S_2O_3	S	O	CO_3	PO_4	BO_3	CrO_4	SiO_3	AsO_3	AsO_4	C_2O_4	$C_2H_3O_2$	$C_4H_4O_6$	$C_6H_5O_7$	CN	FerroCN	FerriCN	Metal
Na	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
K	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
NH_4	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	–	1	1	1	1	–	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
Mg	1	1	1	1	1	1	1	1	4	1	1	1	1	3	3	3		1	3	3	3	2	1	2	1	1	1	1	D
Ba	1	1	1	1	1	1	1	1	4	5		2	1	1	3	3		3	3	3	3	3	1	3	3	2	2	1	1
Sr	1	1	1	1	1	1	1	1	4	4		1	1	2	3	3		2	3	3	3	3	1	3		1	1		1
Ca	1	1	1	1	1	1	1	1	4	4		1	1	2	3	3		2	3	3	3	3	1	3	2	1	1	1	1
Zn	1	1	1	1	1	1	1	1	2	1		1	3	3	3	3		1	3	3	3	3	1	3	2	3	4	3	D
Mn	1	1	1	1	1	1	1	1	3	1		1	3	3	3	3		1	3	3	3	2	1	3	3	3	3	5	D
Ni	1	1	1	1	1	1	1	1	2	1		1	3[a]	3	3	3		3	3	3	3	3	1	3	1	4	5	5	E
Co	1	1	1	1	1	1	1	1	2	1		1	3[a]	3	3	3		3	3	3	3	3	1	1	1	4	5	5	D
Fe^{ii}	1	1	1	1	1	1	1	1	2	1		1	3	3	3	3		–	3	3	3	3	1	2	1	4	5	5	
Fe^{iii}	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1		1	3	3	3	3		–	3	3	3	3	1	1	1	–	5	1	E
Cr	1	1	1	1	1	1[b]	1[b]	1	1	1		1	–	3	3	3		–	3	3	3	2	1	1	1	3			D
Al	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1		1	–	3	3	3		–	3	3	3	3	1	1	1	–	2		D
Bi	1	1	1	1	1	1[c]	2	3	1	1		1	3	3	3	3		3	3	3	3	3	1	3		–	2		E
Cu	1	1	1	1	1	1	1	4	3	1		1	3	3	3	3		1	3	3	3	3	1	1	1	4	5	5	E
Cd	1	1	1	1	1	1	1	1	2	1		1	3	3	3	3		1	3	3	3	3	1	2	3	3			E
Sb	1	1	1	1	1	1[c]	1[c]	2	1	–		1	3	3	3	3		–	3	3	3	3	1	3		–			D
Sn^{ii}	1	1	1	1	1	1	–	1	1	–		1	3	3	3	3		–	3	3	3	3	1	3		–	5	5	D
Sn^{iv}	1	1	1	1	1	1	–	1	1	–		1	3	4	3	3		–	3	3	3	–	1			–	5		
Au	1	1	1	1	1	1	1	3	–	–		1	3[a]	–	3	3		–	3	3	3	–	1			1			A
Pt	1	1	1	1	1	1	1	5	–	–		1	3[a]	–	3	3		–	3	3	3	–	1			1			
Hg	1	1	1	1	1	1	1	3	2	1		1	3[a]	3	3	3		2	3	3	3	3	2	2	3	1			E
Hg_2	1	1	1	1	1	4	4	3	–	2		1	–	3	3	3		3	3	3	3	3	1	1	2	–			
Ag	1	1	1	1	1	5	5	5	1	2		2	3	3	3	3		3	3	3	3	3	2	3	3	5	5	5	E
Pb	1	1	1	1	1	2	2	2	3	4		2	3	3	3	3		4	3	3	3	3	1	3	3	3	3	2	E

1. Soluble en agua. 2. Soluble con dificultad en agua. 3. Insoluble en agua, soluble en ácidos. 4. Apenas soluble en ácidos. 5. Insoluble en agua, insoluble en ácidos. *A*, *a*. Soluble en agua regia. *b*. Compuestos anhidros, solubilidad de 5. *c*. Se convierten en compuestos básicos con el agua, solubilidad de 3. *D*. Soluble en ácido clorhídrico, HCl. *E*. Soluble en ácido nítrico, HNO_3. El cuadro vacío indica que la solubilidad es de 2 ó de 3. Un guión (–) indica que la solubilidad no es conocida o que el compuesto no existe sino teóricamente.

la evolución del cloro. Generalmente, los cloruros son las sales más volátiles y, por consiguiente, se les prefiere para la producción del espectro del metal y para fijar su peso atómico, por medio de su densidad vaporosa. Algunos metales forman dos o más cloruros. El indio da $InCl$, $InCl_2$, y $InCl_3$.

Los sulfuros se forman por la unión directa del azufre con el metal o por uno de los métodos empleados para la formación de las sales. A veces también se hacen por la reducción del sulfato con carbón. Los sulfuros, por regla general, no son solubles. Los de los metales alcalinos constituyen la excepción.

Los carburos se forman en el hornillo eléctrico por la interacción del óxido con el carbón. Algunos de ellos se descomponen al contacto con el agua, como el carburo de calcio, produciendo el hidróxido respectivo y un hidrocarburo. De esta misma clase son el carburo de litio (Li_2C_2), el de bario (BaC_2), el de estroncio (SrC_2), el de aluminio (Al_4C_3), el de manganeso (MnC), el de potasio (K_4C) y el de glucinio (Gl_2C). Hay otros, como los del molibdeno (Mo_2C) y el del cromo (Cr_3C_2) a los cuales no les afecta el agua.

Los nitratos se pueden preparar por cualquiera de los métodos comunes para la preparación de las sales. Todos son solubles en agua.

Los sulfatos se hacen de igual manera que los nitratos y en algunos casos por la oxidación de los sulfuros. Todos son solubles en agua con excepción de los de plomo, bario y estroncio. El sulfato de calcio es apenas soluble.

Los carbonatos se preparan lo mismo que las demás sales. Son insolubles en agua con excepción de los de sodio y potasio. Los hidróxidos de aluminio y de estaño

son tan básicos que estos metales no forman carbonatos estables.

Los fosfatos y los silicatos se preparan también por los métodos que se usan para formar sales. Los primeros se pueden obtener también por otro método descrito en el capítulo que estudia el fósforo. Con excepción de las sales de sodio y de potasio, los fosfatos y los silicatos son insolubles.

El cuadro que aparece en la página 250 da una idea exacta de las solubilidades de las diferentes sales.

CAPÍTULO II

LOS METALES ALCALINOS

260. Generalidades. — Los metales de esta familia son realmente cinco; pero el radical amonio, que actúa en todo como si fuere un metal alcalino y que no es, por supuesto un elemento, se incluye generalmente entre ellos. La familia es la siguiente: el litio (*Símb.*, Li, *P. A.*, 7); el sodio (*Símb.*, Na, *P. A.*, 23); el potasio (*Símb.*, K, *P. A.*, 39.1); el rubidio (*Símb.*, Rb, *P. A.*, 85.5); el cesio (*Símb.*, Cs, *P. A.* 132.9); y el amonio (*Símb.*, NH_4, *P. M.*, 18).

Estos metales son los más activos; su actividad aumenta en relación directa con su peso atómico, por lo que el cesio es el más activo de todos ellos. Cuando se corta el metal la superficie brillante se oxida inmediatamente al aire libre. Todos reaccionan violentamente con el agua para producir hidrógeno y el hidróxido correspondiente, los cuales son bases muy activas. Estos hidróxidos no se descomponen cuando se les calienta mientras que los de los demás metales se descomponen con facilidad. Todos los miembros de esta famila son univalentes. El radical amonio tiene gran parecido con el potasio. La solubilidad de estos elementos es factor importante en la fabricación de sus sales.

El Litio

261. Descripción. — El litio se encuentra en combinación en la naturaleza en una mica llamada *mica de litio* y en

otros minerales raros. Cantidades ínfimas de este elemento se encuentran por dondequiera en la tierra, en las aguas de las quebradas y en los ríos. Algunas plantas, como el tabaco y la remolacha, lo absorben de la tierra y sus cenizas lo contienen. El metal tiene un color de plata, pero su gravedad específica es sólo de 0.59, lo que lo distingue como el más liviano de todos los metales. El litio flota no sólo en el agua sino en aceites como petróleo.

El litio se fabrica por medio de la electrólisis de su cloruro fundido. El metal reacciona con el agua lo mismo que los demás y se une directamente con el hidrógeno (LiH), con el nitrógeno (Li_3N), y con el oxígeno (Li_2O) para formar compuestos estables. El hidróxido (Li(OH)), el carbonato (Li_2CO_3) y el fosfato ($Li_3(PO)_4.2H_2O$) son relativamente insolubles, mientras que los compuestos correspondientes de los demás miembros de la familia son sumamente solubles. Esta particularidad lo asimila al magnesio. El *agua de litio* y el *nitrato de litio* se usan como medicina para los riñones. Los compuestos del litio le imparten a la llama Bunsen un color rojo brillante, lo que constituye la prueba del litio.

El Sodio

262. Historia. — El sodio y el potasio fueron descubiertos por Sir Humphrey Davy en 1807, quien los preparó por la electrólisis de sus hidróxidos. Por medio del espectroscopio Bunsen descubrió el litio en 1855, el cesio en 1870 y el rubidio en 1861.

263. Estado natural. — El sodio no se encuentra libre, pero su cloruro y su nitrato son los compuestos más abundantes pues se encuentran en las rocas, en las plantas y en las aguas. El 2.5% de la corteza de la tierra es sodio.

Natron significa en griego «carbonato de sodio». De esta palabra se derivó la palabra *natrium* que significa en latín «sodio». Éste es el nombre con que ha continuado en el mundo.

264. Preparación. — El método de Davy modificado por Castner es el que se usa ahora para la fabricación del sodio en gran escala. El aparato de Castner (Fig. 44) parece una botella invertida sin fondo; es de hierro y tiene un polo negativo en la parte inferior. Este polo está rodeado de una tela de alambre. En la parte superior están los polos positivos *A*, *A* que son también de hierro. La tela de alambre o parte colectora *P* está sumergida en la soda cáustica derretida. Todo el aparato descansa sobre un horno que mantiene su contenido en estado de fusión. Durante la operación todo el sodio que se forma en *C* se recoge en *P*, y la tela de alambre *GG* le impide que se mezcle otra vez con la soda cáustica. La tapa del colector *P* se levanta a intervalos y por allí se saca el sodio con un cucharón. El hidrógeno también se acumula en *P* e impide que el sodio se oxide. A veces el hidrógeno se escapa y explota por lo que hay que tener cuidado. El oxígeno queda libre en los polos positivos.

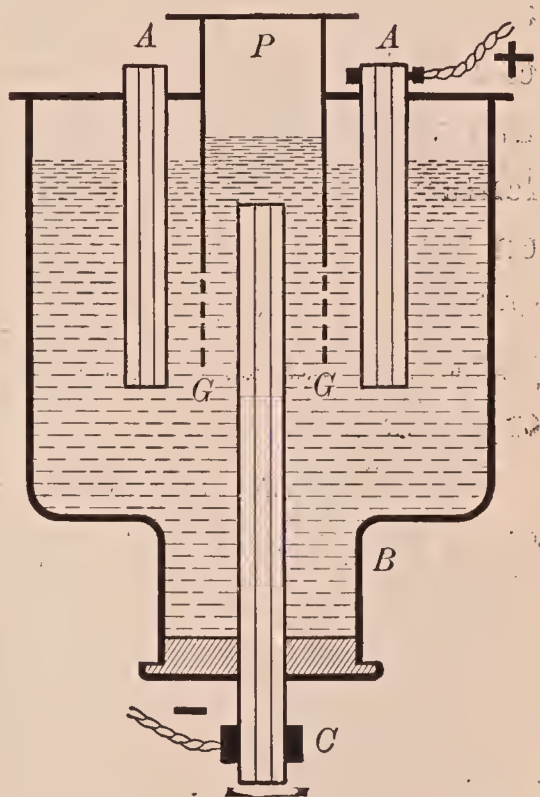


Fig. 44. — Aparato de Castner.

265. Propiedades. — El sodio es suave, brillante y monoatómico. Sus propiedades químicas han sido descritas ya.

El metal se une con el hidrógeno (NaH); con el mercurio forma una amalgama muy usada en los laboratorios. El sodio se usa en la fabricación de muchos compuestos del carbono que sirven como medicamento. Se derrite con facilidad y forma dos óxidos, Na_2O y Na_2O_2. Le imparte a la llama Bunsen un intenso color amarillo que constituye la prueba del sodio. Es necesario conservarlo en petróleo para que no se encienda al reaccionar con el oxígeno del aire. Con el agua reacciona violentamente para formar el hidróxido. Si se echa un poquito de sodio derretido en una vasija que contiene cloro, los elementos reaccionan violentamente y dan una llama brillante. Así probó Davy en 1810 que la sal común es cloruro de sodio. El sodio se combina con todos los halógenos. Se le usa en el laboratorio para extraer el agua del alcohol y de otros compuestos orgánicos.

266. Cloruro de sodio. — El cloruro de sodio (NaCl) es el compuesto más importante del sodio y se le llama simplemente *sal* o *sal de mesa*. Desde tiempos inmemoriales se sabe que el mar la contiene y que es una de las sustancias más importantes. En la República de Panamá su extracción constituye una de las industrias más florecientes. En los países de climas calientes se construyen charcos a la orilla del mar donde se deja evaporar el agua salada por la acción del sol y del viento y la sal se recoge entonces. (Fig. 45.) En otras partes se concentra primero el agua, haciéndola gotear sobre rimeros de paja y recogiéndola en grandes palanganas de poca profundidad, en las cuales se evapora hasta lograr la cristalización. En los paises fríos se hacen también pequeñas llanuras artificales de agua de mar las cuales se hielan con facilidad. Como el hielo no contiene sal se le saca.

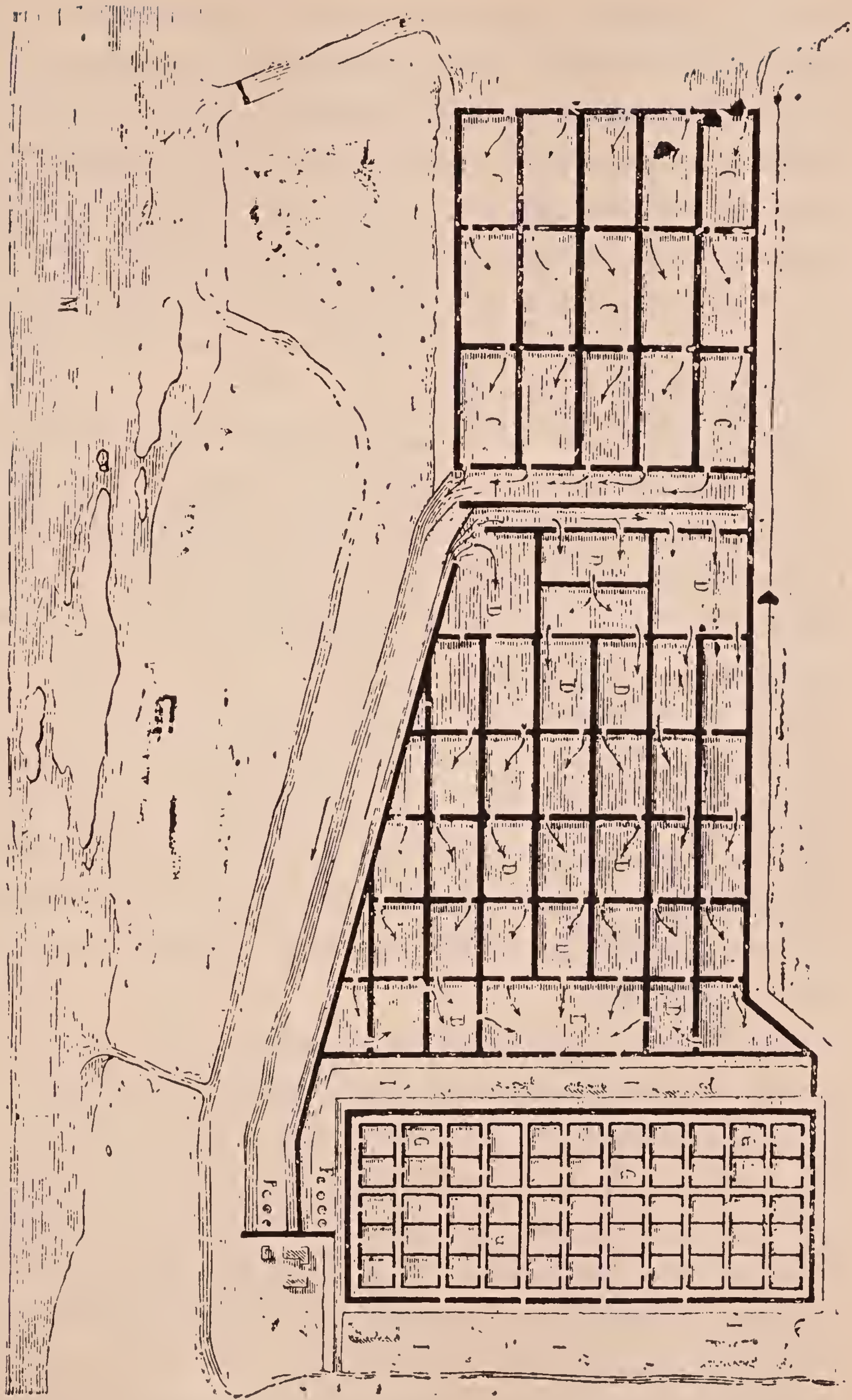


FIG. 45. — Salinas tropicales.

Esta operación se repite hasta que quede la sal en una pequeña cantidad de agua, la cual se evapora en vasijas adecuadas hasta la cristalización. En otras partes hay minas de sal de piedra, las cuales se explotan aplicándoles la fuerza de una manguera que disuelve la sal y esa agua se recoge y se evapora. Todos estos métodos dan sal que contiene compuestos de calcio y de magnesio. La propiedad delicuescente de la sal se debe a la presencia del cloruro de magnesio.

La sal tiene muchos usos importantes, el principal de los cuales es el de servir de alimento y de sazón a las comidas. Es muy soluble en agua, pues 100 cc. disuelven 36 gm. a 0°. Una gran cantidad se usa en la preparación de compuestos del sodio, tales como el ácido clorhídrico, el carbonato y el polvo de blanquear.

267. El hidróxido de sodio. — El hidróxido de sodio, llamado también *soda cáustica*, se prepara por la reacción entre la cal apagada y el carbonato de sodio y por la electrólisis del cloruro de sodio. Es una sustancia sumamente delicuescente y una base muy fuerte. Se usa en la fabricación de jabones, en la preparación del papel y en muchas otras industrias.

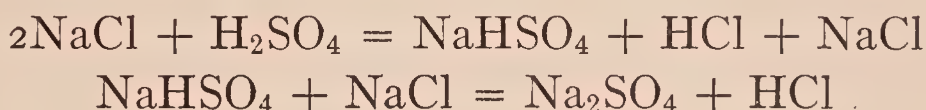
268. El nitrato y el nitrito de sodio. — Como se ha dicho antes, el nitrato de sodio se encuentra principalmente en Chile, por lo que se le llama nitrato o salitre de Chile. Se le purifica por recristalización. Esta sal es uno de los abonos mejores que se conocen pues da a las plantas el nitrógeno que necesitan en una forma muy conveniente. Se usa también para la fabricación del ácido nítrico y del nitrato de potasio.

El nitrito de sodio se obtiene calentando el nitrato con plomo y cristalizando el producto.

269. La fabricación del carbonato de sodio. — El carbonato de sodio es la segunda sal, en importancia, entre las de este metal. Se encuentra en pequeñas cantidades en la naturaleza y antes se le extraía de las cenizas de las plantas marinas, pero ahora se fabrica casi exclusivamente del cloruro de sodio. Para ello se usan dos procesos: el *proceso Leblanc* y el *proceso Solvay.*

El proceso Leblanc tiene tres partes.

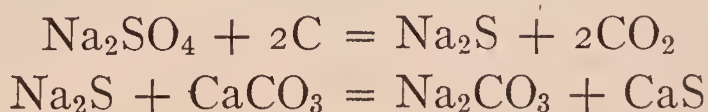
1ª. El cloruro de sodio se convierte en sulfato de sodio por el ácido sulfúrico según las dos ecuaciones que siguen:



$$2NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl + NaCl$$
$$NaHSO_4 + NaCl = Na_2SO_4 + HCl$$

Esta operación se llama *proceso del pan de sal.* El producto impuro que se obtiene contiene 95% de sulfato de sodio y se llama *pan de sal.* El ácido clorhídrico es un producto lateral en esta fabricación.

2ª. La segunda parte del proceso consiste en cambiar este sulfato en carbonato de sodio, lo cual se consigue calentando el pan de sal con carbón y piedra calcárea lo que produce los cambios representados en las reacciones siguientes:



$$Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2CO_2$$
$$Na_2S + CaCO_3 = Na_2CO_3 + CaS$$

El bisulfato de sodio que se produce en la primera parte de este proceso se calienta con el cloruro de sodio en un horno reverberatorio hasta que el cambio en sulfato sea completo. El producto que se obtiene en la segunda parte del proceso es una masa porosa y oscura que contiene de 37% a 45% de carbonato de sodio, sulfuro de calcio y otras impurezas, y se llama *ceniza negra,* por lo que el proceso

recibe el nombre de *proceso de la ceniza negra.* De ese sulfuro de calcio se extrae el azufre.

3ª. La tercera y última parte de este proceso consiste en tratar con agua fría la ceniza negra, la cual disuelve el carbonato de sodio que después se cristaliza por evaporación. El producto se conoce con el nombre de *sal soda* ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$). Este producto se sigue calentando hasta calcinarlo y se purifica después por recristalización.

Este método fué inventado por Leblanc en 1791.

El proceso Solvay, inventado por este químico en 1860, recibe también el nombre de *proceso de amonia soda.* Es un rival poderoso del proceso Leblanc. Consiste en saturar una solución de cloruro de sodio con gas amoníaco y después con anhidrido carbónico. La ecuación es la siguiente:



$$H_2O + NaCl + NH_3 + CO_2 = NaHCO_3 + NH_4Cl$$

El carbonato ácido de sodio o bicarbonato es casi insoluble en el cloruro de amonio frío y por tanto se precipita. Se le filtra y se le descompone por medio del calor así:



$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

Este anhidrido carbónico se usa nuevamente en el proceso. Del cloruro de amonio se obtiene otra vez gas amoníaco y de esta manera se hace más barata la fabricación del compuesto por este método.

270. Propiedades y usos del carbonato y del bicarbonato de sodio. — El carbonato de sodio cristalizado, llamado comúnmente *soda*, pierde agua de cristalización en el aire y finalmente se convierte en un polvo. Cuando se calienta un poco pierde también su agua de cristalización y si se sigue calentado se convierte en una masa blanca y amorfa. Se disuelve fácilmente en el agua y su solución, que es

muy alcalina, se usa como un agente de limpieza, por lo que se le ha llamado también *polvo de lavar*. En la fabricación de vidrio, de jabón y de otros compuestos del sodio se usan grandes cantidades de carbonato de sodio.

El bicarbonato de sodio es un producto lateral del proceso Solvay y puede prepararse también tratando una solución del carbonato de sodio cristalizado con anhidrido carbónico. Es un polvo blanco menos soluble que el carbonato normal. Cuando se le calienta o se le mezcla con ácidos o con sales ácidas se desprende el anhidrido carbónico. Esta propiedad hizo que desde hace mucho tiempo se le usara para cocinar, lo que le da el nombre de *soda de cocinar* o *soda de panaderos*.

El bicarbonato de sodio se usa en los diferentes polvos que se venden para hacer más porosa la masa de los bizcochos y del pan. Algunas sales efervescentes, como la sal de Seidlitz (sal de Rochela) contienen bicarbonato de sodio en un papel y ácido tartárico o una de sus sales en el otro. Cuando estas sales se mezclan en agua hay evolución de anhidrido carbónico. El bicarbonato de sodio se usa también para neutralizar los ácidos del estómago.

271. Otras sales del sodio. — El sulfato de sodio es uno de los productos de la fabricación del carbonato de sodio. También se le obtiene haciendo reaccionar el sulfato de magnesio con el cloruro de sodio en frío. El sulfato de sodio es un sólido blanco y anhidro que se disuelve con facilidad en agua y produce, al cristalizarse, cristales transparentes y amargos. La fórmula de estos cristales es $Na_2SO_4 . 10H_2O$. Esta sal fué descubierta por Glauber y por eso lleva su nombre. El sulfato de sodio pierde agua de cristalización cuando se le expone al aire libre hasta llegar a ser un polvo. La sal purificada se usa como

medicina y la impura se usa en la fabricación del vidrio y en las industrias de tintorería.

272. El tiosulfito de sodio. — El tiosulfito de sodio ($Na_2S_2O_3 . 5H_2O$) se llamaba antes *hiposulfito de soda* y aún hoy los fotógrafos la llaman *hipo*. Se le fabrica haciendo hervir una solución de sulfito de sodio con azufre. También se le puede obtener hirviendo el hidróxido de sodio con azufre. Se cristaliza de estas soluciones. Cuando se le calienta pierde su agua de cristalización primero y después se descompone y deja el sulfato de sodio, que es uno de los compuestos más estables, y el pentasulfuro de sodio (Na_2S_5), de los cuales se separan cuatro átomos de azufre por medio del calor. El tiosulfito de sodio se usa para fijar negativos en fotografía y para fijar colores en las tintorerías. El *fosfato de sodio* ($Na_2HPO_4 . 12H_2O$) es simplemente el ortofosfato hidratado y se produce por la neutralización del ácido fosfórico con el carbonato de sodio.

El *metafosfato de sodio* ($NaPO_3$) y el *tetraborato de sodio* o *bórax*, ($Na_2B_4O_7 . 10H_2O$) se usan para las reacciones de sus respectivas cuentas en el alambre de platino. El último se usa también en la fabricación de porcelana, para soldar y como un preservativo para los comestibles.

El *metasilicato de sodio* (Na_2SO_3) se usa para convertir la madera y otros materiales en artículos a prueba de incendios y para preservar huevos. La arena comprimida en moldes y humedecida con su solución se convierte en una piedra artificial muy útil.

El *cianuro de sodio* (NaCN) se usa para extraer el oro de los minerales que contienen poca cantidad de este metal precioso.

El Potasio

273. Estado natural. — El potasio, al igual que el sodio, no se encuentra libre pero sus compuestos son abundantes. Algunos minerales como la mica, el feldespato y otros silicatos, contienen potasio; al descomponerse estos minerales le suministran a la tierra el potasio que, en forma de otros compuestos, absorben luego las plantas y los animales. El potasio se encuentra en las cenizas de muchas plantas, en la lana de las ovejas, en los vinos, en ciertas aguas minerales y en el agua de mar. El potasio constituye el dos y medio por ciento de la corteza de la tierra.

274. Preparación. — El método usado por Davy en 1807, o sea la electrólisis del hidróxido de potasio, modificado por Castner después, es el método que se usa para prepararlo. Antes se preparaba lo mismo que el sodio.

275. Propiedades. — El potasio es tan suave como el sodio, de un brillo metálico parecido al de la plata y lo suficientemente liviano para flotar en el agua. Su gravedad específica es de 0.86. Lo mismo que el sodio se oxida rápidamente con el aire. Hay que guardarlo también bajo petróleo y evitar su contacto con el agua para que no reaccione. Se derrite a 62.5°C. y a una temperatura más alta arde con una llama violeta. Este color característico del potasio se lo imparte a la llama Bunsen cuando se quema en ella cualquiera de sus compuestos y constituye la prueba del potasio. Reacciona violentamente con el agua y da compuestos análagos a los que da el sodio. Reacciona con los halógenos más vigorosamente que el sodio para formar sales haloides. También forma con el hidrógeno el compuesto KH.

276. El cloruro de potasio. — El cloruro de potasio, (KCl), como la mayor parte de las sales del sodio y del

potasio, se encuentra en los depósitos de Strassfurt. Se obtiene también en grandes cantidades por la descomposición de la carmelita y la cristalización del cloruro, dejando en solución el cloruro de magnesio que es más soluble. Es un sólido blanco y cristalino cuyos cristales son cubos; en todo lo demás, se parece al cloruro de sodio. Se usa principalmente para preparar otras sales de potasio, como el nitrato y el clorato.

El *bromuro* y el *yoduro* se usan en medicina.

277. El nitrato de potasio — El nitrato de potasio (KNO_3), llamado también *nitro*, se encuentra en la tierra de los países de clima cálido a causa de la descomposición de la materia orgánica nitrogenosa. Se le fabrica mezclando las soluciones calientes y concentradas del nitrato de sodio y el cloruro de potasio. La reacción es muy sencilla. El cloruro de sodio, que es el menos soluble de los productos que quedan, se separa por sí solo y se le filtra. Se obtiene este nitrato por cristalización y se le purifica por recristalización. Esta sal es un sólido blanco que se disuelve con facilidad en el agua fría y hace bajar su temperatura. Se disuelve con más facilidad todavía en agua caliente. No es higroscópica, no contiene agua de cristalización a pesar de que es cristalina. Tiene sabor salado. Se derrite a 334° C. y a mayor temperatura se descompone en nitrito de potasio (KNO_2) y oxígeno. Es un agente oxidante, especialmente con relación al carbón, al azufre y a las sustancias orgánicas. Cuando se le calienta *decrepita* a causa de la evaporación del agua. El gran poder oxidante que tiene lo constituye en una materia muy adecuada para la fabricación de la pólvora, de fuegos artificiales, fósforos, explosivos y muchas otras sustancias químicas.

278. El hidróxido de potasio. — Este compuesto, llamado

también *potasa* o *potasa cáustica*, es un sólido blanco y quebradizo que se parece a la soda cáustica. Absorbe agua y anhidrido carbónico con mucha facilidad cuando se le expone al aire y se convierte en carbonato de potasio, lo mismo que el hidróxido de sodio se disuelve en el agua con la evolución del calor, formando una solución intensamente alcalina que corroe hasta el vidrio y la porcelana. Se usan grandes cantidades en la fabricación del jabón. Se le prepara de la misma manera que el sodio, haciendo reaccionar el carbonato de potasio con la cal apagada; también se le prepara por electrólisis en el aparato Castner-Kellner que se usa para la fabricación del hidróxido de sodio.

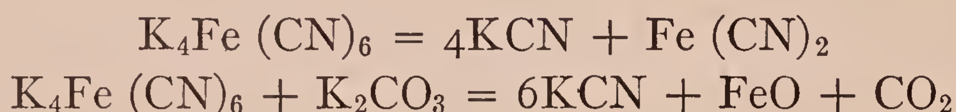
279. El clorato de potasio. — El clorato de potasio ($KClO_3$) se prepara por la interacción del cloruro de potasio con el clorato de calcio. También se le prepara por la electrólisis de una solución de cloruro de potasio en que el hidróxido de potasio y el cloro que se forma constituyen los materiales necesarios. Sólo que hay que usar una solución caliente y concentrada para que los materiales se unan en los electrodes apenas se generan. La sal se cristaliza cuando la solución se enfría. El clorato de potasio se cristaliza en láminas blancas y monoclínicas un tanto lustrosas. Tiene el sabor del nitrato de potasio y se derrite a 334° C. A mayor temperatura se descompone en oxígeno y cloruro de potasio. Por esto se le usa para la preparación del oxígeno y en la fabricación de fósforos y fuegos artificiales. También se le usa en medicina como un remedio para la garganta.

280. El perclorato de potasio. — El perclorato de potasio ($KClO_4$) se produce cuando se calienta el clorato y se cristaliza en el sistema rómbico.

El *bromato de potasio* ($KBrO_3$) y el *yodato de potasio* (KIO_3) se obtienen también en la forma cristalina.

281. El carbonato de potasio. — El carbonato de potasio (K_2CO_3) es un poco blanco, delicuescente, muy soluble en agua y su solución tiene reacción alcalina. La sal impura se llama a veces *potasa.* Se usa mucho en la fabricación del vidrio duro, del jabón blando, de la potasa cáustica y de otros compuestos de potasio.

282. El cianuro de potasio. — El cianuro de potasio (KCN) se obtiene calentando el ferrocianuro de potasio con carbonato de potasio. El ferrocianuro de potasio actúa como si fuera una mezcla del cianuro ferroso y del cianuro de potasio, así:



$$K_4Fe(CN)_6 = 4KCN + Fe(CN)_2$$
$$K_4Fe(CN)_6 + K_2CO_3 = 6KCN + FeO + CO_2$$

El cianuro de potasio es muy soluble en agua y, por tanto, delicuescente; es muy venenoso. Se le nota siempre el olor del ácido cianhídrico porque el compuesto lo despide constantemente.

283. El cianato de potasio. — El cianato de potasio (KCNO) es una sal blanca muy soluble en agua, derivada del ácido ciánico.

284. El sulfocianuro o tiocianato de potasio. — El sulfocianuro o tiocianato de potasio (KCNS) es una sal blanca y delicuescente.

285. El sulfato de potasio. — El sulfato de potasio (K_2SO_4) se encuentra en muchos minerales y se usa en la fabricación del carbonato de potasio y de abonos artificiales. Las plantas lo absorben por las raíces.

286. El sulfato ácido de potasio. — El sulfato ácido de potasio ($KHSO_4$) es una sal blanca y cristalina, muy

soluble en agua; sus propiedades son parecidas a las del sulfato ácido de sodio. Se le prepara haciendo reaccionar el sulfato normal con ácido sulfúrico.

284. Los sulfuros del potasio. — Cuando se trata de una solución de hidróxido de potasio con un exceso de ácido sulfhídrico resulta una solución que contiene ácido sulfhídrico y potasio. Cuando esta solución se evapora queda un sólido hidratado cuya fórmula es $2KHS.H_2O$. Cuando esta solución se trata con más hidróxido de potasio, antes de evaporarla, se separa el agua por completo y queda el sulfuro, K_2S. Este sulfuro tiene la propiedad de absorber gran cantidad de azufre para formar varios polisulfuros, de los cuales se han obtenido los siguientes: K_2S_3, K_2S_4 y K_2S_5. Estos sulfuros se forman también con el sodio y el amonio

El Amonio

288. Estado natural. — El amonio no es un metal sino un radical y, por lo tanto, no puede existir solo, sino en una solución, en la que existe como un *ion*. Se conduce en todo de manera muy parecida al potasio y sus compuestos exigen que se le dé un lugar entre los metales alcalinos. Muy especialmente lo requiere así el hidróxido de amonio ($NH_4(OH)$).

289. El hidróxido de amonio. — Como se dijo en el capítulo de «El nitrógeno y sus compuestos», el hidróxido de amonio se obtiene haciendo pasar una corriente de gas amoníaco a través de una vasija llena de agua. La solución se separa en iones con un poco más de dificultad que el hidróxido de potasio. En una solución normal, 4% del amonia o hidróxido de amonio se separa en los iones NH_4 y OH. El amonia es una base fuerte y se usa para la

fabricación de los hidróxidos de varios metales y de otras sales de amonia.

290. El cloruro de amonio. — El cloruro de amonio (NH_4Cl), conocido comúnmente con el nombre de *sal amoníaco*, se prepara de la solución de amonia que queda en el agua con que se lava el gas del alumbrado. Se le purifica por *sublimación*. Ésta es la propiedad que tienen algunas sustancias de tomar el estado gaseoso sin pasar por el estado líquido, y de volver nuevamente del estado gaseoso al sólido al contacto de una superficie fría. El cloruro de amonia se volatiliza completamente a 350° C. y se disocia en amoníaco y ácido clorhídirco, los cuales se unen inmediatamente para depositar otra vez el cloruro de amonio apenas se disminuye la temperatura.

291. El nitrato de amonio. — El nitrato de amonio (NH_4NO_3) es una sal blanca y cristalina que resulta de la reacción entre el hidróxido de amonio y el ácido nítrico. Cuando se le calienta un poco se descompone en óxido nitroso y agua. Se usa como uno de los ingredientes de los fuegos artificiales.

292. El carbonato y el bicarbonato de amonio. — El amonio, lo mismo que el potasio, produce el carbonato de amonio normal ($(NH_4)_2CO_3$) y el bicarbonato o carbonato ácido (NH_4HCO_3). El último es una sal blanca y cristalina que es bastante estable a la temperatura ordinaria, pero tiene siempre un olor a amoníaco, lo que demuestra que se disocia a la menor alza de temperatura. Se forma haciendo pasar una corriente de anhidrido carbónico a través del hidróxido de amonio. Si a esta sal se le agrega un exceso de hidróxido de amonio resulta el carbonato normal. Éste es menos estable que el otro.

293. El tiocianato de amonio (NH_4NCS), **el sulfato de**

amonio ($(NH_4)_2SO_4$), **el bisulfato de amonio** (NH_4HSO_4), **el persulfato de amonio** ($(NH_4)_2S_2O_8$), **el sulfuro de amonio** ($(NH_4)_2S$), así como los *polisulfuros*, son todas sales muy parecidas a las correspondientes del potasio.

El Rubidio y el Cesio

Bunsen descubrió en 1860 varias líneas nuevas en el espectro ocasionadas por las sales de una agua mineral de Durkhgim. Dos elementos nuevos de la familia alcalina fueron encontrados de esta manera y se les dió nombre de acuerdo con los colores de las líneas de sus espectros. Así, rubidio es el nombre que se le dió a uno de ellos porque la línea del espectro es roja y cesio el del otro porque su línea es azul.

Estos metales pueden obtenerse calentando sus hidróxidos con magnesio pulverizado. Los hidróxidos de estos metales son más activos que el hidróxido de potasio. Todas sus sales tienen propiedades análogas a las sales del potasio.

CAPÍTULO III

LOS METALES ALCALINOTÉRREOS

294. Generalidades. — Los elementos de la familia de la izquierda del segundo grupo son todos metales raros, aunque los compuestos de algunos de ellos son numerosos y útiles. Estos metales son factores importantes en la corteza de la tierra y al mismo tiempo se parecen mucho a los metales alcalinos, por eso se les ha llamado *metales alcalinotérreos*. El grupo lo componen los siguientes elementos: el calcio (*Símb.*, Ca; *P. A.*, 40); el estroncio (*Símb.*, Sr; *P. A.*, 87. 6); el bario (*Símb.*, Ba; *P. A.*, 137. 4) y el radio (*Símb.*, Ra; *P. A.*, 226. 5).

Aunque el radio, por su peso atómico, cae indudablemente entre los metales de este grupo, algunos autores prefieren considerarlo en la familia del cromo porque en ella se encuentran el uranio y otros elementos que sufren desintegración constantemente, y sabido es que el radio no es más que un producto de la desintegración del uranio.

Todos estos metales del grupo de los alcalinotérreos se parecen entre sí y tienen compuestos correspondientes cuyas propiedades son más marcadas a medida que aumenta el peso atómico. Los metales desalojan el hidrógeno vigorosamente del agua y forman con ella los hidróxidos correspondientes que, aunque son débiles a causa de su poca solubilidad, son fuertemente alcalinos en cuanto a su reacción. Todos los compuestos del calcio, el estroncio y el bario demuestran que estos metales son divalentes. Los hidróxidos se forman por la unión de sus óxidos con el agua

y son estables en presencia del color, en razón directa de los pesos atómicos de sus elementos, de suerte que el de bario es el más difícil de descomponer. Cuando se calientan, los carbonatos dejan el óxido y despiden anhidrido carbónico; los nitratos dan nitritos, pero si se les sigue calentando dan el óxido del metal y pentóxido de nitrógeno. En esto y en muchas otras cosas los metales de este grupo son casi idénticos a los metales pesados y se diferencian de los metales alcalinos. El bario es el que más se aproxima a los metales pesados y por tanto el que más se aleja de los metales alcalinos.

El Calcio

295. Estado natural. — El calcio se encuentra en la naturaleza en la forma de fluoruros, carbonatos, sulfatos, fosfatos y silicatos. También se le encuentra en algunas plantas; es uno de los constituyentes de las conchas y de los huesos de algunos animales.

296. Preparación y propiedades. — Davy obtuvo en 1808 el calcio metálico por medio de la electrólisis; pero Moissan fué quien lo estudió más detenidamente en 1898 cuando lo preparó de su yoduro fundido con sodio por el mismo método. El calcio es un metal color de plata, cristalino, un poquito más duro que el plomo; puede ser cortado y machacado para hacer alambres muy delgados. Reacciona vigorosamente con el agua. Cuando está seco y frío es inactivo, pero cuando se le calienta reacciona directamente con el hidrógeno, el oxígeno, los halógenos y el nitrógeno. Arde en el aire para dar una mezcla del nitruro (Ca_3N_2) y del óxido, con el primero de los cuales se prepara el amoníaco. Forma un carburo que es muy conocido así como las sales haloides y otras. Sus compuestos

más importantes son el óxido llamado comunmente *cal*, el carbonato, que se encuentra en varias formas, y el sulfato.

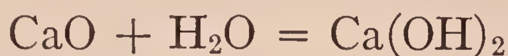
297. El cloruro de calcio. — El cloruro de calcio ($CaCl_2$) es una sal blanca que tiene la propiedad de absorber la humedad del aire y de constituir un antiséptico magnífico. Generalmente se le calienta para que quede anhidro y sirva en los laboratorios para secar gases. Esta sal forma compuestos complejos con el agua, con el amoníaco y con el alcohol.

298. El carbonato de calcio. — El carbonato de calcio ($CaCO_3$) tiene diferente constitución, que depende del grado de hidratación de cada especie y del arreglo de sus átomos. La forma más común es la *piedra calcárea*, que también es la más abundante. En muchos lugares se encuentra en forma de *estalactitas* y *estalagmitas*. También abundan el *mármol*, *el calcito* y el *espato*, todos los cuales entran bajo la denominación de carbonatos. El *yeso*, del cual se hace la tiza, es un carbonato formado de las conchas de unos animales diminutos; con el tiempo se transforma en piedra calcárea.

El *blanco de España* o *pintura de agua* es una variedad del yeso impuro. La *masilla* es una mezcla del blanco de España y aceite. El *coral* es carbonato de calcio. El coral es el esqueleto de un animal. Otro uso importante que tiene el carbonato de calcio, además de los que todo el mundo conoce, es el que se le da en la preparación de la cal y en la fabricación del hierro y del acero, en la cual usan los Estados Unidos más de ocho millones de toneladas al año.

299. El óxido de calcio. — Óxido de calcio (CaO) es el nombre técnico de la *cal*. Es un sólido blanco y duro, casi infusible, que cuando se calienta en la llama del soplete oxhídrico produce una luz blanca y brillante llamada *luz*

Drumond. Se funde en el hornillo eléctrico y se volatiliza si se continúa pasando la corriente. La cal suele contener impurezas, tales como la arena, el barro, algunos compuestos de hierro, en cuyo caso se funde con facilidad para formar una magma o vidrio. Cuando la cal se expone al aire húmedo « se apaga », lo cual técnicamente quiere decir que reacciona con la humedad del aire de la manera siguiente:



$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

La cal fresca destruye la materia orgánica y por tanto se le llama *cal cáustica.*

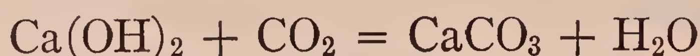
La cal se usa no sólo para la fabricación del hidrato de calcio sino para preparar hormigón, cemento, concreto, metales y para hacer polvos de blanquear, carburo de calcio, hidróxido de sodio y vidrio y para purificar el gas del alumbrado y el azúcar. También se usa para quitarle el pelo a los cueros en las industrias de tenería y para teñir y blanquear el algodón, para secar los gases y como desinfectante y abono.

La cal se prepara calentando la piedra calcárea en una vasija casi cerrada. El anhidrido carbónico se desprende y deja la cal. Estos aparatos se hacen generalmente de ladrillos refractarios y llevan el nombre de *hornos de cal.*

Antes se fabricaba la cal quemando rimeros de conchas de moluscos, los cuales se cubrían con tierra de una manera parecida a los antiguos hornos de carbón que todavía abundan en Panamá y otros países de Centro y Sur América.

300. El hidróxido de calcio. — El hidróxido de calcio, llamado también *agua de cal,* se prepara como queda indicado. Es un polvo blanco poco soluble en agua, pero más soluble en agua fría que en agua caliente. La solución

tiene una reacción alcalina y un sabor amargo. Cuando se le expone al aire reacciona con el anhidrido carbónico de éste y adquiere una nata blanca de carbonato de calcio. *Ésta es la prueba del anhidrido carbónico*, y la reacción es la siguiente:



$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

Cuando se suspende en la solución una cantidad considerable del hidróxido, en vez de llamarse ésta agua de cal, recibe el nombre de *leche de cal*. La cal de blanquear no es otra cosa que leche de cal. El agua de cal se usa como medicina y como reactivo de laboratorio.

301. El sulfato de calcio. — El sulfato de calcio ($CaSO_4$) abunda en Inglaterra, Francia, Nueva Escocia y en los Estados Unidos, cerca de las regiones volcánicas, donde se encuentra asociado a veces con azufre y piedra calcárea. Hay una variedad llamada *gipso* que es a veces transparente y tiene la composición $CaSO_4 . 2H_2O$, y unos cristales traslúcidos, lustrosos y suaves de otra variedad llamada *celenita*. Cuando los cristales están comprimidos de manera que forman una granulación muy fina, la sustancia recibe el nombre de *alabastro*, y cuando son fibrosos se le llama *espato satinoso*. El gipso se usa mucho como fertilizador y en la fabricación de vidrio y de porcelana. El alabastro como es suave y bonito se usa para hacer estatuas y otros ornamentos. El sulfato de calcio cuando se calienta pierde agua de cristalización y queda convertido en un polvo opaco ávido de agua, que cuando llega a estar en contacto con ella se expande y forma una masa porosa con una superficie lisa. Este polvo recibe el nombre de *yeso* o *pasta de París*. Se usa para retoque en el interior de las habitaciones costosas, para pegar vidrios a superficies

metálicas, y para hacer moldes y reproducciones de estatuas y otros objetos.

302. La crudeza del agua. — El sulfato de calcio es un poco soluble en agua y el carbonato de calcio por la acción del agua se convierte en el ácido carbónico inestable cuando ésta contiene anhidrido carbónico. Las aguas que contienen estas sales se llaman *aguas crudas* y forman compuestos pegajosos e insolubles con el jabón que le impiden ejercer su acción de limpieza. El calor descompone el carbonato de calcio, por lo que la crudeza que esta sal ocasiona se llama *crudeza transitoria* o *temporal*, puesto que puede eliminarse haciendo hervir el agua. Pero la crudeza causada por el sulfato de calcio no se puede eliminar de esta manera por lo que recibe el nombre de *crudeza permanente*. El sulfato de magnesio también produce crudeza permanente. El agua delgada no contiene sales ni de magnesio ni de calcio, o contiene muy pequeña cantidad de ellas.

303. Oxalato de calcio. — El oxalato de calcio (CaC_2O_4) se observa bajo el microscopio en las células de muchas plantas. Aparece en cristales granulares o en forma de agujas. Es la sal menos soluble del calcio, por lo que se usa como la *prueba del calcio*, causando su precipitación al agregarle ácido oxálico a una solución del metal. Las piedras de la hiel llamadas cálculos *del hígado* y las de la vejiga son en su mayor parte oxalato de calcio.

El Estroncio y el Bario

304. Estado natural. — El estroncio y el bario no son muy comunes en estado metálico. Se parecen mucho al calcio en sus propiedades físicas y químicas. En la naturaleza nunca se encuentran libres aunque sus compuestos son muy abundantes y útiles. Los compuestos más comunes son

el carbonato y el sulfato. Los de bario se llaman *uiterita* y *barita*.

Los metales pueden obtenerse por la electrólisis del respectivo cloruro fundido. Los compuestos se fabrican tratando el mineral carbonato con ácidos o el sulfato, primero con carbón para reducirlo a sulfuro y entonces con ácido.

305. Los compuestos del estroncio. — El carbonato se encuentra a veces en forma de unos cristales preciosos llamados *estroncionitas* y el sulfato también forma cristales muy bonitos que por su color se llaman *celestitas*. El óxido de estroncio (SrO), llamado *estroncia*, se hace exactamente lo mismo que la cal, es decir, calcinando el carbonato. Se une con agua para formar el hidróxido de estroncio que se usa en la fabricación del azúcar de remolacha. El nitrato de estroncio y otras sales imparten a la llama un color purpúreo, por lo que se usan en la fabricación de fuegos artificiales, en combinación con el clorato de potasio y shellac. La producción de este color en la llama Bunsen es la prueba del estroncio. El cloruro contiene seis moléculas de agua de cristalización.

306. Los compuestos del bario. — Además del carbonato y del sulfato que se encuentran en la naturaleza, los óxidos BaO y BaO_2 son muy importantes para la fabricación del oxígeno. El hidróxido de bario $Ba(OH)_2$ recibe también el nombre de *agua de barita* y forma el carbonato de bario insoluble cuando se le pone en contacto con el anhidrido carbónico. El cloruro de bario se usa en el laboratorio para probar el ácido sulfúrico y los sulfatos solubles porque reacciona con ellos con mucha facilidad para formar el sulfato de bario insoluble. Este precipitado es un polvo blanco y barato que se usa para adulterar la pintura y para aumentar el peso del papel y satinarlo. El nitrato de bario

y otras sales le imparten a la llama un color verde, por lo que se usan en la fabricación de fuegos artificiales. Esta propiedad constituye la *prueba del bario.* Los sulfuros del calcio y del bario y del estroncio tienen la propiedad de ser fosforescentes en la oscuridad después de haber sido expuestos a una luz fuerte. A causa de esta propiedad radioactiva se les usa para hacer pintura luminosa. Las sales solubles del bario son muy venenosas.

El Radio

307. Descubrimiento. — Becquerel fué el primero que notó en 1896 que todos los compuestos del uranio irradiaban de tal manera que esa irradiación podía afectar una plancha fotográfica a través de una cubierta de papel negro a prueba de luz. Estos rayos tienen otra propiedad muy importante: si un cuerpo bien aislado y cargado de electricidad, tal como un electroscopio, que por regla general puede retener su carga por mucho tiempo, pierde la electricidad si se le acerca a una distancia de tres o cuatro cm. unas décimas de gramo de un compuesto de uranio, porque el aire se transforma en conductor de electricidad, es decir, se disocia en iones, lo que hace que por él se descargue el instrumento. Estos rayos se llamaron *rayos de Becquerel.* Para medir la radioactividad de cada compuesto, es decir, la rata de producción de los rayos de Becquerel, basta comparar el tiempo que cada uno tarda en descargar un electroscopio de carga conocida. La radioactividad de un compuesto de uranio puro es proporcional a la cantidad de uranio que contiene, pero sus minerales, que son compuestos impuros, son cuatro veces más activos que los compuestos puros. Esto indujo a los esposos Curie a investigar el punto, que dió por resultado la separación del uranio de un mineral

impuro. El resultado fué que el mineral sin uranio era mucho más activo. El mineral usado por ellos consistía en su mayor parte de cloruro de bario. Ellos lo dividieron en cloruro de bario puro y cloruro de bario impuro. Mientras más impuro, más violenta era su acción radioactiva. Finalmente ellos obtuvieron un cloruro que no contenía ni uranio ni bario y que era tres millones de veces más activo que el uranio. Examinado en el espectroscopio se vió que el elemento pertenece al grupo de los metales alcalinotérreos y se le dió el nombre de *radio*. El elemento es bivalente y su peso atómico es de 226.5 por lo que vino a ocupar un puesto que estaba vacante en el cuadro periódico.

308. Propiedades de los compuestos del radio. — El radio mismo no ha sido separado todavía; pero su cloruro y su bromuro se usan extensamente. La fotoactividad y el poder de ionización de estos compuestos son inmensos. Lo más extraño de estas sales, sin embargo, es su constante evolución de calor. Sus propiedades pueden resumirse así:

1°. Poder extraordinario sobre el electroscopio, cerca del cual hace que el aire se transforme en conductor de electricidad.

2°. Facultad de estar soltando calor constantemente.

3°. Un gramo desarrolla 100 calorías por hora.

4°. La cantidad de calor que desarrolla parece ser constante.

5°. Un gramo se descompone o desintegra en 2,000 años más o menos.

6°. Una libra de radio produce tanta energía en forma de calor como 500 toneladas de carbón, es decir, es un millón de veces más activo que el carbón.

7°. Hace que las sustancias fosforescentes aparezcan encendidas.

8°. Emite tres clases de rayos, llamados *rayos Alfa, rayos Beta* y *rayos Gamma.* Los Alfa no son muy penetrantes y le imparten una carga electropositiva a las sustancias con que llegan a estar en contacto. Los Beta son más penetrantes e imparten una carga negativa. Los rayos Gamma son como los rayos *X* y son muy penetrantes. Todos resultan del disturbio de las ondas del éter. Hay además una emanación.

309. La desintegración de un elemento. — El hecho de que estas partículas se desprenden del radio indica claramente que este elemento se está desintegrando constantemente. Al hacerlo, produce un cuerpo gaseoso llamado *emanación del radio*, la cual es inestable y pierde su actividad en cuatro días. Cuando esto sucede la emanación produce a su vez una serie de nuevos elementos radioactivos. Rutherford nos ha dado los miembros de esa serie y su tiempo de duración, es decir, la vida de cada uno, así: uranio, 5,000,000,000 de años; uranio X, 22 días; ionio-radio, 2,000 años; emanación del radio, 3.8 días; radio A, 3 minutos; radio B, 26 minutos; radio C, 19 minutos; radio D, 40 años; radio E, 6 días; radio F, 45 días; radio G, 140 días.

El radio pierde de esta manera su actividad. Puesto que se está destruyendo o está desapareciendo constantemente y, sin embargo, se le encuentra en la naturaleza, se hace indispensable suponer que se está formando también constantemente de alguna otra sustancia. Esta sustancia no es otra que el uranio, pues según McCoy, todos los minerales de uranio contienen radio, y según Boltwood, contienen también emanación de radio en cantidades proporcionales a la cantidad de uranio que contienen. Además, según Soddy, la emanación del radio se vuelve a

formar en un compuesto de uranio al cual se le ha extraído todo el radio. Ramsay y Soddy han descubierto que el helio es uno de los productos de descomposición de la emanación del radio y que si se encierra un poco de una solución de nitrato cúprico con la emanación del radio, aquélla adquiere un poco de nitrato de litio. McCoy asegura que todos los minerales de uranio y de radio contienen cobre y litio. Esto corrobora la observación de Cameron y Ramsay de que el cobre se desintegra para formar el miembro del mismo grupo que tiene el menor peso atómico. El fenómeno de la radioactividad conduce forzosamente a la conclusión de que *algunos, sino todos los elementos, sufren descomposición espontánea.*

CAPÍTULO IV

LA FAMILIA DEL COBRE Y LOS METALES NOBLES

310. Generalidades. — El cobre (*Símb.*, Cu; *P. A.*, 63.6), la plata (*Símb.*, Ag; *P. A.*, 108), y el oro (*Símb.*, Au; *P. A.*, 197) constituyen la familia del cobre, que forma, junto con los metales alcalinos, el primer grupo. Los tres metales se encuentran libres en la naturaleza y son conocidos desde tiempos inmemoriales. Los tres, así como el platino, se usan en todas partes del mundo para la fabricación de joyas y monedas. Son los mejores conductores de electricidad. La plata, el oro y el platino reciben el nombre de *metales nobles*. Aun cuando el platino pertenece al octavo grupo, su comunidad de uso con los metales nobles hace que se le considere junto con ellos.

Los metales de esta familia tienen propiedades hasta cierto punto antagónicas a las de los metales de la familia alcalina en cuya compañía constituyen el primer grupo. Los metales alcalinos son muy activos, se oxidan rápidamente al aire libre y desalojan todos los demás metales de sus compuestos; además, son todos univalentes y dan una sola serie de compuestos; sus sales haloides son solubles en agua, sus óxidos y sus hidróxidos son fuertemente alcalinos, y nunca se les encuentra en los aniones ni dan cationes complejos. En cambio, los metales de la familia del cobre son de los menos activos, siendo desalojados por casi todos los otros metales. El cobre es el único que se oxida al aire libre. El cobre y el oro forman dos series

de compuestos y tienen dos valencias. Sus cloruros, en la serie univalente, son insolubles y sus óxidos y sus hidróxidos, escasamente básicos, se les encuentra con frecuencia en los aniones y en los cationes complejos.

La familia del platino consiste de un miembro principal, el *platino*, y cinco menores, todos los cuales están considerados como metales nobles. Estos metales se encuentran en aleaciones en la arena de aluvión y se separan por medio del lavado.

LA FAMILIA DEL PLATINO

Nombre	Símbolo	Peso Atómico	Nombre	Símbolo	Peso Atómico
Platino.....	Pt	195	Rutenio...	Ru	101.7
Osmio.....	Os	191	Rodio	Rh	103
Iridio.....	Ir	193	Paladio....	Pd	106.7

El Cobre

311. Generalidades. — El cobre se encuentra libre en los Estados Unidos, en la China y en el Japón; en sulfuros, principalmente en España, Alemania e Inglaterra; y en carbonatos, en Siberia y en otros lugares. Antes de la edad de hierro existió la edad de cobre cuando todos los utensilios y armas, que hoy son de hierro, se hacían de cobre. Los romanos lo obtenían de la isla de Chipre.

En Estados Unidos se producen más de cuatrocientas mil toneladas de cobre al año, de las cuales el estado de Montana da más del cuarenta por ciento. El cobre es un metal brillante que se distingue de los demás por su color rojizo. Es flexible, duro y tenaz, fácil de convertir en hilos muy delgados y en láminas de poco espesor. Su

gravedad específica es de 8.9. Después de la plata es el mejor conductor. En aire seco se oxida y se oscurece; en aire húmedo, forma finalmente un carbonato verde. Si se le calienta al aire forma el óxido negro y a altas temperaturas le imparte a la llama un color verde. Con el ácido nítrico produce nitrato de cobre y óxidos de nitrógeno. Con el ácido sulfúrico, sulfato de cobre y anhidrido sulfuroso. El ácido clorhídrico ejerce muy poca acción sobre él. El cobre desaloja algunos metales, como el mercurio, de sus soluciones y a él lo desalojan casi todos los demás metales, tales como el hierro, el zinc, el aluminio, etc. Estos metales se usan generalmente para precipitar el cobre de su solución.

El cobre es uno de los metales más útiles. En forma de alambre se usa para el telégrafo, el cable, el teléfono, los ferrocarriles y la luz eléctrica; en láminas, se convierte en calderas, alambiques, ollas, etc. También se hacen de él clavos, rivetes, tornillos, etc. para los vapores, porque no se oxida con el agua como se oxida el hierro. Todas las naciones lo usan como ingrediente principal en sus monedas. Úsase, asimismo, en la fabricación de aparatos eléctricos, clisés, cilindros para pintar las zarazas, y en moldes y planchas para imprimir libros.

El cobre forma muchas aleaciones metálicas importantes. El conocido metal amarillo de que se hacen las visagras, cerraduras, etc. contiene de 63 a 72% de cobre; el bronce, de 70 a 95%; el metal de cañón, llamado así porque se le usaba antes para hacer cañones (aún hoy se usa para hacer algunas armas de fuego), pero cuyo uso principal ahora está en la fabricación de relojes, 90%; el metal de campana, 75%; el metal especular, 70%; la plata alemana, 50%; las monedas panameñas de dos centavos

y medio y las americanas de 5 centavos, 75%. El metal blanco, el metal de Britania y otras aleaciones también contienen cobre.

312. Compuestos del cobre. — El cobre forma dos series de compuestos, los compuestos *cuprosos* y los *cúpricos*; así tenemos *óxido cuproso* (Cu_2O) y *óxido cúprico* (CuO), *cloruro cuproso* ($CuCl$) y *cloruro cúprico* ($CuCl_2$). No todos los miembros de cada serie son importantes. Los más importantes son los óxidos y el sulfato. Los compuestos del cobre son venenosos, por lo que las ollas y otros utensilios de cocina hechos de cobre deben limpiarse muy bien y nunca deben usarse con frutas que contengan ácidos, si se les tiene que dejar en ellas por algún tiempo. El óxido cuproso, llamado también *subóxido de cobre*, es un polvo rojo y el otro óxido es un sólido negro que se obtiene al calentar el metal al aire libre o al descomponer el nitrato por medio del fuego. El hidrógeno reduce este óxido y produce agua y cobre.

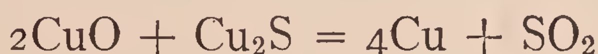
El *sulfato de cobre* ($CuSO_4$) es uno de los compuestos más útiles. Es un sólido azul y cristalino que muchas veces se llama *piedra azul* o *vitriolo azul*. Cuando está anhidro absorbe agua; y cuando está en forma cristalina contiene cinco moléculas. Se usa en las baterías eléctricas, en la preparación de otras sales del cobre, en la tintorería, en los talleres galvánicos, y para preservar la madera y matar insectos, pues es venenoso.

313. Metalurgia y purificación del cobre. — El cobre se extrae de sus minerales por tres procesos enteramente distintos unos de otros:

1°. El cobre nativo después de molido se lava para librarlo de sus impurezas y el producto se funde y se refina a la vez.

2°. Los carbonatos y los óxidos se reducen calentándolos en los altos hornos con carbón, lo que produce el cobre libre y un óxido de carbono.

3°. Los sulfuros de hierro y de cobre ofrecen un método un poco más laborioso. Primero se muele el mineral y se lava y entonces se le calcina en un horno. Esta operación lo separa de la roca y cambia el sulfuro en óxido. Esta masa se funde con carbono y arena en un horno reverberatorio donde el hierro queda transformado en silicato y sale en el vidrio o magma fundida. Lo que queda en el horno recibe el nombre de *mate* y contiene de 50 a 65% de cobre: el resto es de hierro, azufre y arsénico. Se le sigue calentando hasta que el hierro y el arsénico se han separado y el cobre queda entonces en forma de sulfuro. Éste se calienta con una corriente de aire para convertirlo en óxido en parte. Esta mezcla se calienta otra vez y el azufre sale convertido en anhidrido sulfuroso y deja el cobre libre así:



$$2CuO + Cu_2S = 4Cu + SO_2$$

A veces se inyecta aire caliente a través de la masa fundida para separar así el arsénico del azufre.

El cobre que se obtiene así es sólo 98% puro. Se le purifica por electrólisis y se le llama *cobre electrolítico.*

Unos trozos del cobre impuro se suspenden en una solución de sulfato de cobre y ácido sulfúrico después de conectarlos como anodes al polo positivo de una batería poderosa o un dinamo. Como catodes se suspenden láminas muy delgadas de cobre, agregadas al polo positivo de la misma batería.

Cuando se pasa la corriente el anode de cobre impuro se disuelve y el cobre puro se deposita sobre el catode,

mientras que las impurezas caen al fondo del tanque que contiene la solución, en forma de lama, de la cual se extrae oro y plata a veces.

La Plata

314. Generalidades. — La plata es uno de los metales preciosos que se usan para adorno y para monedas. Su nombre viene del latín *argentum*. Se le encuentra en estado nativo en los Estados Unidos, el Canadá, Méjico, Noruega, Sur América y Australia. Sus minerales principales son sus sulfuros. El sulfuro simple es el más rico. El complejo contiene a veces los sulfuros de plomo, cobre, antimonio o arsénico. También se encuentra el cloruro de plata nativo. El agua de mar contiene cantidades muy pequeñas de plata; se calcula que todo el mar contiene dos millones de toneladas. Las aleaciones de plata con oro, con mercurio y con cobre son muy comunes. Muchos minerales de oro contienen cantidad apreciable de plata y viceversa. Casi toda la plata del mundo se extrae de Méjico, el Canadá, Estados Unidos, Australia y Bolivia. Las monedas de plata de Panamá, Estados Unidas y de Francia contienen 900 partes de plata y 100 de cobre. La plata inglesa o esterlina contiene 925 partes de plata. La plata se usa para platear electrolíticamente algunos utensilios y adornos de las casas. Esto se lleva a cabo usando una solución de cianuro de plata y poniendo como anode una plancha de plata pura y como catode el objeto que se desea platear.

315. Compuestos de la plata. — El compuesto más importante de la plata es el *nitrato de plata*, un sólido blanco y cristalino que se obtiene disolviendo el metal en ácido nítrico. Si se le expone a la luz se pone negro; si

está en contacto con sustancias orgánicas, mancha y corroe la piel, si se le deja suficiente tiempo para que ésto suceda. Es un magnífico desinfectante y germicida. Se usa extensamente en fotografía para platear y para hacer tinta indeleble. El cloruro ($AgCl$) se hace agregándole a una solución del compuesto un poco de ácido clorhídrico. Es blanco y tiene la apariencia de leche cortada. La luz, especialmente en presencia de materias orgánicas, le imparte un color violeta. La formación de este precipitado es la prueba de la plata.

316. La fotografía. — La fotografía depende del cambio de color que sufren algunas sales de plata, especialmente el bromuro y el yoduro, cuando se les mezcla con sustancias orgánicas y se les expone a la luz. La fotografía se toma sobre una película o sobre una plancha de vidrio que tiene un lado cubierto de gelatina impregnada. La cámara fotográfica se carga con la plancha o película y se *expone*. La luz reflejada por el objeto cambia la sal de plata en proporción a su fuerza o brillantez; pero la plancha no muestra ningún cambio sino cuando se le *desarrolla*, es decir, cuando se hace reaccionar la sustancia química de la plancha con un agente reductor, como el sulfato ferroso o el ácido pirogálico llamado *desarrollador*. Por la acción del desarrollador aparece en la plancha la imagen que no es más que un depósito de plata dividida en partículas pequeñísimas. La intensidad del depósito depende de la fuerza con que haya caído la luz sobre ese lugar dado de la plancha. Por eso las partes oscuras del objeto se ven claras en la plancha fotográfica y viceversa, por lo que esta plancha recibe el nombre de negativo. Después de desarrollada, la plancha contiene todavía compuestos de plata, a los cuales no ha afectado

la luz, y que, por tanto, podrían oscurecer el negativo y hasta borrar la imágen, por lo que se hace necesario *fijar* ésta, destruyendo o lavando dichas sales de plata, para lo cual se usa el hiposulfito de sodio. Para hacer una *impresión* se coloca la plancha sobre papel sensible y se le expone a la luz del sol, de modo que éste pase a través del negativo. Éste obstruye la luz en relación directa al espesor de los depósitos de plata que hay sobre él, por lo que la fotografía contiene exactamente los mismos claros y sombras que tenía el objeto fotografiado. Las fotografías, lo mismo que las planchas, deben ser fijadas. A veces el color se *entona* o mejora con un baño de oro o de platino.

317. Metalurgia de la plata. — La plata se extrae de sus minerales por dos procesos principales, llamados el *proceso de amalgama* y el *proceso de Parkes.*

En el primer proceso se transforma el mineral en cloruro de plata, mezclándolo o asándolo con cloruro de sodio. La masa se reduce agitándola en agua con hierro o un compuesto de hierro. La ecuación más simple es la siguiente:



$$2AgCl + Fe = 2Ag + FeCl$$

La plata se recupera de aquí agregando mercurio, que forma una aleación con ella llamada amalgama, pero que no se une absolutamente con las demás sustancias. Cuando esta amalgama se calienta en una retorta, se destila el mercurio y queda la plata con pequeñas cantidades de oro en ella.

Cuando los minerales contienen plomo se usa el proceso de Parkes. Después que el azufre, el arsénico y otras impurezas han sido separadas lo que queda es una mezcla de

plomo, plata y oro. Ésta se derrite y se mezcla con zinc. Cuando la mezcla se enfría queda una aleación que contiene plata, oro y zinc, y el plomo sube a la superficie, se solidifica y se quita. Este proceso se continúa hasta que queda muy poco plomo y entonces se le calienta fuertemente para volatilizar el zinc y oxidar el plomo. Lo que queda es una mezcla de oro y plata, la cual se calienta con ácido sulfúrico para formar sulfato de plata y dejar el oro. Este sulfato de plata se reduce por medio del cobre y así se obtiene la plata pura.

El Oro

318. Generalidades. — El oro es el más precioso de estos tres metales; desde los tiempos primitivos se usa como dinero y ornamento. Su símbolo, Au, se deriva del nombre latino *aurum*. Los alquimistas lucharon siglos enteros tratando de producir el oro por la desintegración de otros metales más baratos. Existía entonces la teoría de que un compuesto, llamado la *piedra filosofal*, tenía el poder de efectuar esta transformación, pero todos los esfuerzos hechos para encontrarla resultaron vanos. Quizá no esté lejos el sueño de los alquimistas ahora cuando comprendemos mejor los misterios de esa piedra filosofal que llamamos *radioactividad*.

El oro está grandemente distribuído y es abundante en algunos lugares. Se diferencia del cobre y de la plata en que sus compuestos son raros y pocos, siendo los más importantes los que forma con el telurio. Se le encuentra formando una aleación con la plata, y a veces con el cobre y con el hierro. En estado nativo se le encuentra diseminado en los minerales de otros metales. El oro se encuentra en venas de cuarzo o como polvos o

láminas, o en granos que varían en peso desde unos cuantos gramos a muchos kilogramos. El grano más grande que se ha encontrado pesaba 184 lbs. Se le encuentra principalmente en los Estados Unidos, Australia, África del Sur y Rusia, que producen un total de cerca de cuatrocientos millones de dólares al año.

El oro es un metal amarillo que tiene la misma dureza del plomo; es más dúctil que ningún otro metal y se puede extender en láminas más delgadas que ningún otro. Cuando la lámina es muy delgada tiene un color verdoso a través de la luz. Ni el aire, ni el oxígeno, ni los ácidos lo atacan, pero el agua regia lo convierte en cloruro.

El oro es uno de los metales más pesados. Su gravedad específica es de 9. El cloruro de oro da un precipitado rojo muy bonito sobre el cloruro estannoso. A este precipitado se le llama *púrpura de casio* y es probablemente el oro mismo infinitamente dividido. La formación de este precipitado es la *prueba del oro*. El proceso de dorar es muy parecido al proceso de platear, pues la única diferencia consiste en que la solución que se usa es el cianuro de oro y potasio, $Au(CN)_3.KCN$ y el anode es oro.

El oro no se puede usar solo porque es my blando, por lo que se hace una aleación de plata o de cobre. El primero se llama *oro blanco* y el segundo *oro rojo*. Las monedas de oro contienen oro y cobre, generalmente nueve partes de oro y una de cobre. En forma de láminas de varios espesores, se usa para ornamentos de libros y de muchos objetos y lo usan los dentistas para orificar los dientes. Los plateros lo usan para hacer prendas de diferentes grados. La pureza del oro se expresa en quilates o carates. El oro puro tiene 24 quilates. El compuesto que tiene 22 partes de oro y dos de cobre se llama oro de 22 quilates;

el que tiene 18 de oro y 6 de cobre se llama oro de 18 quilates, y así sucesivamente.

319. La extracción del oro. — Antiguamente se obtenía el oro lavando las arenas de los ríos en bateas grandes. Este método primitivo fué reemplazado pronto por el llamado minería de placer o hidráulica. Una manguera lanza agua a gran presión contra la tierra que contiene el oro, disuelve o se lleva los materiales más livianos y deja el oro en forma de escalas o de polvo. Éste realmente no es oro puro, sino una mezcla de oro y plata, los cuales se separan de sus impurezas por medio del mercurio o pasándolos después de humedecerlos, sobre planchas de cobre cubiertas de mercurio. Se calienta la amalgama después, como en la metalurgia de la plata y se separa el mercurio, la plata y el oro como se ha dicho antes. Cuando el oro está en vetas de piedra, generalmente de cuarzo, se tritura el mineral, después se lava y por último se separa el metal por medio del mercurio. En el proceso de cloronización el mineral se tritura, se asa y después se agita en los barriles que contienen polvo de blanquear y acido sulfúrico. El oro se convierte en un cloruro soluble ($AuCl_3$) de donde se precipita el metal por el ácido sulfhídrico. En el proceso cianhídrico se tritura el mineral y se mezcla con una solución débil de cianuro de potasio y se le expone al aire. Esta operación cambia el oro en el doble cianuro soluble $KAu(CN)_2$. El oro se separa de esta solución por electrólisis o tratándolo con zinc.

320. Purificación. — El oro que se obtiene así contiene plata como impureza. Estos metales se separan por un proceso químico o por electrólisis. Generalmente se les trata con ácido nítrico para cambiar la plata en nitrato

de plata, lo que deja el oro puro; pero también puede separárseles hirviéndolos con ácido sulfúrico concentrado. Entonces queda el oro convertido en una masa porosa; se le lava, se le seca y se le funde con carbón vegetal y con carbonato de sodio. En el proceso electrolítico de separación, el anode es la aleación de oro y plata, el catode es plata y el electrolito es ácido nítrico. Cuando pasa la corriente, parte de la plata del anode se convierte en nitrato, mientras que el resto se deposita en el catode. El oro queda en el anode como un polvo fino y se recoge en un saco de género, dentro del cual se ha entrado ese polo antes. Últimamente se ha optado por purificar el oro por medio de la electrólisis. El electrolito es en este caso una solución de ácido clorhídrico y de cloruro de oro. El proceso es exactamente lo mismo que el anterior y es mucho más económico que la separación efectuada por el ácido nítrico.

El Platino

321. Estado natural y preparación. — En la naturaleza se encuentra un mineral llamado *platino nativo* que contiene de 60 a 86% de platino. Los demás ingredientes de este mineral son los metales nobles rutenio, osmio, iridio, rodio y paladio. A veces se encuentran también pequeñas cantidades de oro, cobre y hierro. El único compuesto que se encuentra en la naturaleza es el que forma con el arsénico ($PtAs_2$). El platino se encuentra en algunos lugares de Rusia y en menor cantidad en Sur América, Australia y Borneo. En los depósitos de oro de California se ha encontrado también este metal precioso.

La palabra *platinum* viene de la palabra *platino*, que a su vez se deriva de *plata*; porque en 1735 cuando los españoles descubrieron en Sur América este metal lo con-

sideraron una variedad de plata, a la cual le dieron este nombre.

El mineral que se encuentra en granos o en láminas se hierve con agua regia diluída para librarlo del oro, de la plata y del cobre: después se agrega agua regia concentrada, la cual cambia todo el platino y parte del iridio en compuestos solubles y deja insoluble una aleación de iridio y osmio. De la segunda solución se precipitan el platino y el iridio por medio de cloruro de amonio. Estos precipitados cuando se calientan se convierten en una masa esponjosa, llamada *platino esponjoso*, que sólo contiene los metales. Este platino esponjoso se funde en un crisol con la llama del soplete oxhídrico, o se le calienta, y así caliente se le convierte en láminas a martillazos. La pequeña cantidad de iridio que el platino contiene muy rara vez se le quita.

322. Propiedades y usos. — El platino tiene un color blanco ceniciento y es muy dúctil. Puede soldarse a altas temperaturas. No se funde con la llama Bunsen, pero se derrite con facilidad ante el soplete oxhídrico. Tiene muy poca actividad química y por esta razón se le usa para construir aparatos eléctricos, crisoles y otras vasijas que se usan en los laboratorios. Reacciona con los álcalis fundidos para dar platinatos. Los ácidos oxigenados no ejercen acción alguna sobre él, pero el cloro libre que se desprende del agua regia lo convierte en ácido clorplatínico (H_2PtCl_6). El hidrógeno de este ácido se cambia por el radical amonio cuando se precipita con cloruro de amonio como se ha dicho antes. La esponja del platino o platino esponjoso se usa en la manufactura de algunas sustancias como agente del proceso de contacto. El platino tiene el mismo coeficiente de expansión que el vidrio y se adapta

además a la fabricación de aparatos hechos en parte de vidrio y en parte de este metal. Se le usa también extensamente en el arte fotográfico. Su gran resistencia a influencias químicas y mecánicas ha hecho que se le use para la fabricación de patrones o medidas invariables. Los dentistas lo usan para componer la dentadura y los joyeros para hacer prendas. Es un magnífico conductor de electricidad. La demanda por el platino es tan grande que durante los últimos años ha excedido de manera sorprendente el abastecimiento, por lo que la onza de platino ha llegado a valer más de cincuenta dólares. Tanto el platino esponjoso, como el llamado platino negro, que es simplemente una forma más fina del primero, absorben grandes cantidades de gases y a veces la absorción es tan rápida que el gas se enciende. Por esto se ha usado para hacer lámparas de gas que se encienden solas. Esta propiedad se llama *oclusión* y la posee el metal mismo así como el paladio. El platino forma aleaciones metálicas con otros metales, y con el plomo produce una aleación que tiene un punto de fusión muy bajo.

323. Compuestos del platino. — El cloruro platínico ($PtCl_4$) es el compuesto más importante del platino; es un sólido color pardo que se obtiene cuando se disuelve el platino en agua regia y el producto se evapora a sequedad. La solución se usa en análisis químico y en fotografía. El cloruro platinoso se hace pasando una corriente de cloro sobre platino pulverizado a una temperatura de 250° C. o calentando el ácido clorplatínico a la misma temperatura. El ácido clorplatínico produce clorplatinatos con sustancias como el potasio y el amonio. El platino produce también un hidróxido $Pt(OH)_2$ que se descompone con el calor para dejar el óxido PtO. Con

los cianuros de potasio y de bario forma los platinocianuros correspondientes $K_2Pt(CN)_4.3H_2O$ y $BaPt(CN)_4.4H_2O$, los cuales son florescentes y convierten los rayos *X* y los rayos ultravioleta en radiaciones visibles. La sal de bario se usa para untar los telones sobre los cuales han de caer las sombras producidas por los rayos *X*.

Los Demás Metales Nobles

324. Generalidades.—Los otros cinco metales del grupo del platino actúan de manera muy similar. El rutenio y el osmio tienen color gris, mientras que los otros tres se parecen al platino en su color. Los dos primeros se parecen al hierro, no sólo en su color, sino en que son los menos fusibles de sus respectivos tríos. También se parecen al hierro en que se oxidan con facilidad, mientras que los otros elementos no lo hacen. El rutenio da RuO_2 y RuO_4 y el osmio, OsO_4, llamado a veces *ácido ósmico.* Es un cuerpo cristalino que se derrite a 40° C. y hierve a 100° C. Tiene un olor irritante como el del cloro. No es ácido, ni siquiera óxido ácido. Su solución acuosa se usa en histología para pintar los tejidos, a causa de ser susceptible a reducción por las sustancias orgánicas, lo que hace que se deposite el metal osmio. La *grasa* tiene esta facultad. Tiene además la propiedad de endurecer las sustancias sin destruirlas. El rutenio y el osmio tienen la mayor valencia, (8).

325. El rodio y el iridio. — Estos dos metales son más duros que el platino; el agua regia no ejerce acción alguna sobre ellos, mientras que los otros cuatro se disuelven en ella. Se parecen al cobalto en que no tienen tendencia a formar ácidos. El iridio se usa para endurecer el platino. Los compuestos más comunes del iridio son cloruros

complejos. Las soluciones de estos cloruros son rojas y el ácido clorhídrico también tiene ese color.

326. El paladio. — Este metal deriva su nombre de Palas y su propiedad principal es la de absorber hidrógeno. A 1000° C. absorbe 650 veces su volumen. Esta cantidad puede aumentarse por medio de la presión. Cuando se hace un catode de paladio en una celda electrolítica el metal puede absorber más de 900 volúmenes de hidrógeno. Este hidrógeno ocluído, a causa de la influencia catalítica del metal, reacciona más rápidamente de lo que generalmente lo hace en el gas, por lo que la presencia de un pedazo de paladio con hidrógeno ocluído precipita inmediamente el cobre y otros metales que sean menos electropositivos que el hidrógeno. (Véase la serie electromotiva.)

El paladio es el único metal de esta familia al cual afecta el ácido nítrico. Lo mismo que el platino, forma compuestos en *oso* y en *ico* de la forma PdX_2 y PdX_4. Los óxidos PdO y PtO y los hidróxidos correspondientes son todos básicos. Se parece al platino, no sólo en eso, sino en que tiene también la propiedad de ser cuadrivalente.

CAPÍTULO V

LA FAMILIA DEL HIERRO

327. Generalidades. — El hierro (*Símb.*, Fe; *P. A.*, 55.9), el cobalto (*Símb.*, Co; *P. A.*, 59) y el níquel (*Símb.*, Ni; *P. A.*, 58.7) forman la familia del hierro que es realmente un trío y no como las familias que hemos considerado hasta ahora. Los metales nobles son los únicos que hemos tomado de forma similar a los del grupo del hierro. Tanto el osmio, el iridio y el platino, como el rutenio, el rodio y el paladio y los metales que ahora consideramos, son vecinos y constituyen lo que se llama el octavo grupo del cuadro periódico.

El Hierro

328. Estado natural y compuestos. — El hierro se encuentra libre en la naturaleza, en muchos meteoros y en algunas rocas. El hierro meteórico se distingue del hierro terrenal porque contiene generalmente de 3 a 8% de níquel. Se encuentra también como *ematita* (Fe_2O_3), *magnetita* (Fe_3O_4) y el carbonato o *siderita* ($FeCO_3$). Algunos de estos óxidos se encuentran hidratados. El primero es rojo, el segundo negro y el tercero pardo oscuro. El hierro abunda también en forma de piritas (FeS_2) que tienen un color dorado y sus cristales cúbicos parecen granos de oro, por lo que se le ha llamado también *oro de los tontos*. Las piritas se usan en la fabricación del ácido sulfúrico, con lo que queden convertidas en óxido, del cual

se saca el hierro puro. La clorofila de las plantas y la hemoglobina de la sangre contienen hierro, por lo que el sulfuro de amonio deposita sobre la piel una capa negra de sulfuro ferroso al reaccionar con los compuestos de hierro que la sangre lleva hasta la epidermis. Los óxidos y el hidróxido son básicos en su orden. Las sales ferrosas derivadas del $Fe(OH)_2$ se parecen a las de los metales del grupo del magnesio y a las sales del cromo y del manganeso cuando tienen valencia de dos. Las sales férricas derivadas del $Fe(OH)_3$ se parecen a las sales crómicas y alumínicas y se disocian bastante. El hierro forma también el ácido férrico y las correspondientes sales llamadas *ferratos*, de la misma manera que el manganeso forma el ácido mangánico (H_2MnO_4).

También se forman aniones complejos que contienen el metal. El nombre de este elemento se deriva de la palabra latina *ferrum*. A veces se encuentran sulfuros complejos de hierro, bien solos o unidos al cobre. Los Estados Unidos producen más de treinta millones de toneladas de hierro al año. Los estados que lo producen están en su mayor parte en los alrededores del Lago Superior. En el Canadá, cerca del mismo lago, también abunda el hierro.

El más importante de los compuestos del hierro es el *cloruro férrico* ($FeCl_3.6H_2O$) que se forma al pasar una corriente de cloro a través del cloruro ferroso. Existen también el *hidróxido férrico*, el *sulfuro férrico* y el *sulfato férrico* y los correspondientes compuestos ferrosos $FeCl_2.4H_2O$; $Fe(OH)_2$, FeS, $FeSO_4$, y el carbonato $FeCO_3$. El sulfato ferroso se usa para fabricar tinta haciéndolo reaccionar con el ácido tánico ($HC_{14}H_9O_9$) lo cual da el *tanato de hierro* que, con un poco de goma arábica y alguna materia que lo oscurezca, constituye la tinta comercial.

Cuando se expone la escritura al aire, el tanato ferroso se oxida a la condición férrica que es un compuesto negro. Otros compuestos importantes del hierro son los cianuros, principalmente el *ferrocianuro de potasio* ($K_4Fe(CN)_6 \cdot 3H_2O$) llamado también *prusiato amarillo de potasio* y el *ferricianuro de potasio* ($K_3Fe(CN)_6$) que se llama *azul Turnbull.* El *ferriferrocianuro*, $Fe_4(Fe(CN)_6)_3$ recibe el nombre de *azul de prusia.* También se forman los ácidos correspondientes a estos cianuros.

329. Las diversas clases de hierro y sus propiedades. — El hierro que usamos diariamente y que llamamos *hierro puro*, no lo es, pues contiene otros elementos como el carbón. Hay tres variedades principales de hierro: el *hierro colado*, el *acero*, y el *hierro dulce.* Esta clasificación se basa en la circunstancia química de que cada uno de ellos contiene un tanto por ciento de carbón distinto y que la presencia del silicio, el fósforo, el azufre y el manganeso alteran sus propiedades físicas. Estas variedades están íntimamente relacionadas y cada una de ellas pasa gradualmente a la otra. Desde el punto de vista comercial hay varias clases de acero y de hierro colado.

330. El hierro colado. — Ésta es la variedad más impura y contiene, además del carbón, las impurezas que le quedan del proceso metalúrgico. Su estructura es cristalina y quebradiza. La cantidad de carbón varía entre 1.5 y 6%. Si todo el carbón se ha combinado con el hierro, se le llama entonces *hierro colado blanco*, pero si la mayor parte del carbón, en vez de combinarse, se ha transformado en grafito, se le llamam entonces *hierro colado gris.* El hierro colado no puede soldarse, ni puede unirse a golpes de martillo. Se vacía en moldes y de él se hacen infinidad de objetos que usamos en la vida diaria.

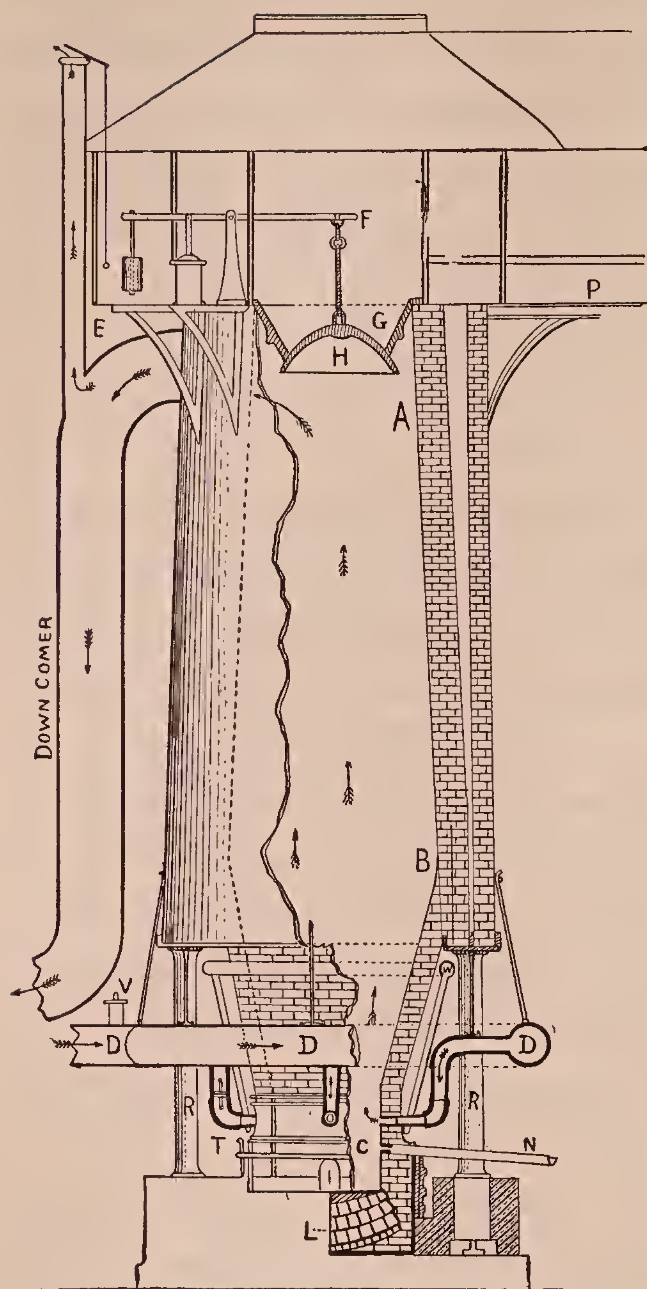


FIG. 46. — Alto horno para la extracción del hierro. *A*, garganta; *B*, pompa; *C*, crisol donde cae el hierro derretido; *D*, tubería para inyectar aire caliente; *E*, tubo de escape para los gases que no bajan por el tubo marcado en la figura «Down Comer»; *G*, taza; *H*, cono; *N*, recipiente para sacar la magma; *T*, émbolo; *I*, compuerta por donde se saca el hierro.

331. El hierro dulce. — Este es el más puro, pues no contiene más de 5% de carbón. Es tenaz, maleable y fibroso; se puede doblar. No resiste presión pero sostiene grandes pesos, al inverso del hierro colado. Puede ser forjado y unido a martillazos, por lo que se le llama *hierro maleable*. Se usa para hacer alambres, láminas, varillas, clavos, cadenas, anclas, herraduras, sunchos e implementos de agricultura. El acero lo está reemplazando poco a poco. El hierro dulce se fabrica del hierro colado quemándole las impurezas a éste. El hierro colado se calienta en un horno, la estufa reverberatoria, por ejemplo, forrado por todos lados de un mineral de hierro como el óxido férrico. El calor intenso derrite el hierro colado

y tanto el carbón como el silicio se combinan con el óxigeno del aire y del óxido de hierro. Cuando la masa se vuelve espesa a causa de haber adquirido un punto de fusión más alto, se le revuelve vigorosamente. A su tiempo se sacan los trozos de hierro y se les da forma a martillo o se les hace pasar a través de poderosos rolos que los convierten en láminas. Esta operación le quita el vidrio derretido al hierro, y si se repite la operación del cilindro a través de los rolos, mejora la calidad del hierro. Cuando se ha acabado esta operación está el hierro listo para el comercio.

332. Metalurgia del hierro. — El hierro se extrae con facilidad de sus óxidos. Sus demás minerales se convierten en óxidos calentándolos al aire después de molidos. Después se usa el cok para reducir los óxidos. Los minerales que contienen cal o magnesia se mezclan con una mixtura o flujo ácido tal como la arena, para que se forme un vidrio fusible. Los minerales que contienen sílice y barro reciben tratamiento inverso, es decir, se les mezcla con piedra calcárea. Cuando se calculan correctamente las proporciones, el proceso puede llevarse a cabo continuamente en un alto horno (Fig. 46). Los materiales se echan por la parte de arriba y según van cayendo poco a poco se van convirtiendo en gases que se escapan y en líquidos (el hierro y el vidrio) que se sacan por la parte de abajo. Por la parte de abajo se inyecta aire caliente por medio de tubos o pistones y la boca de arriba se cierra con una tapa en forma de campana que desciende cada vez que se agrega nuevo material a la carga. Los gases, que contienen gran cantidad de monóxido de carbono, se hacen pasar por tubos hacia abajo y se usan para calentar de nuevo las corrientes de aire o para hacer mover maquinarias.

La reacción que tiene lugar entre el monóxido de carbono y el óxido de hierro puede representarse así:



$$Fe_3O_4 + 4CO = 3Fe + 4CO_2$$

La reacción es reversible. En la parte superior de la estufa u horno el calor es de 400° C., por lo que sólo se desintegra el mineral, pero más abajo cuando ha alcanzado una temperatura entre 500° C. y 900° C., el monóxido de carbono reduce el óxido de hierro a partículas de hierro metálico. Gracias a la unión del hierro con el carbón se baja el punto de fusión del metal, de manera que hacia el fondo del horno, con una temperatura de 1200° C. se funde el hierro y cae en gotas al mismo fondo de la estufa. Si el flujo o mixtura reaccionara con el mineral antes de que éste hubiera sido reducido, el hierro se perdería en forma de un silicato. De las sustancias líquidas que se recogen en el fondo, el hierro ocupa la parte de abajo y el litio derretido la de arriba, por lo que éste sale gradualmente por unos orificios, *N*, que hay a cierta altura. Cada seis horas se abre una compuerta, *I*, que queda más abajo, y por ella se saca el hierro que se convierte en hierro dulce, con exprimidores o rolos poderosos.

333. Acero. — El acero es un estado intermedio entre el hierro colado y el hierro dulce, si se mira desde el punto de vista de su contenido de carbón. Se fabrican muchas clases de aceros y, como se ha dicho antes, sus propiedades físicas dependen no sólo de la cantidad de carbón y de otros elementos como el fósforo, el silicio, y algunos metales, sino de la calidad de los materiales primitivos, del método de manufactura y del tratamiento subsecuente que recibe.

El acero sirve para la fabricación de máquinas poderosas, cañones y herramientas. Combina las propiedades

del hierro colado y del hierro dulce, pues es duro y elástico y se presta a ser forjado y soldado.

El *proceso Bessemer* es el que más se usa para la fabricación del acero. El hierro colado derretido se echa en un convertor y se fuerza una corriente de aire a través de él. La oxidación del manganeso, el carbón, el silicio y parte del hierro generan suficiente calor para que la temperatura suba a un grado mucho mayor del punto de fusión del hierro dulce. Las cantidades necesarias de carbón, cok o hierro colado que lo contenga se le agregan a tiempo y después de terminada la operación se bota primero el vidrio inclinando el convertor y por último se inclina más éste para que salga el acero derretido. Cuando el hierro colado contiene mucho fósforo, el óxido de este elemento se reduce de nuevo por el hierro, con tanta rapidez como se forma con el aire inyectado. Para estos casos se usan convertores forrados de cal o de magnesia, para que sean básicos, en vez de la arena y del barro de que están formados los convertores Bessemer comunes. Entonces se forma un vidrio que contiene fosfatos básicos de calcio. Esta modificación recibe el nombre de *proceso Thomas-Gilchrist.* El vidrio se llama *vidrio Thomas* y una vez pulverizado constituye un magnífico abono.

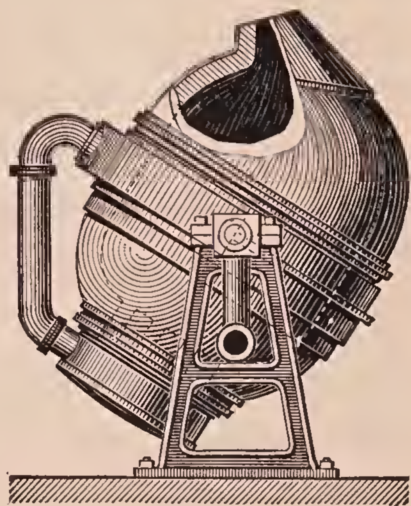


FIG. 47. — Convertor Bessemer.

El *proceso Siemens-Martin* o *proceso de olla abierta* se usa también para la fabricación del acero.

334. Propiedades químicas del hierro. — Las propiedades químicas del hierro son muy parecidas a las de los

demás metales de su especie. Se oxida al aire libre, es decir, forma un óxido hidratado que tiene la siguiente fórmula:



$$2Fe_2O_3.Fe(OH)_3$$

Este producto se forma por el desalojamiento del hidrógeno del ácido carbónico, una oxidación y una hidrólisis del carbonato y oxidación subsecuente del hidróxido ferroso. Los álcalis impiden la oxidación del hierro, lo que contribuye a probar que existe el proceso que se ha indicado. El hierro arde en el oxígeno y reacciona con vapor de agua supercalentado para formar Fe_3O_4 que se adhiere a la superficie del pedazo de hierro y protege le resto de la acción del aire. Esto constituye el proceso Barff para impedir la corrosión del hierro.

El hidrógeno de los ácidos cede con facilidad su lugar al hierro cuando el ácido es diluído. El acero y el hierro que contiene grafito o el carburo de hierro producen además del hidrógeno algunos hidrocarburos.

El Níquel

335. Estado natural. — El níquel se encuentra en combinación con el arsénico y con el azufre aunque a veces se encuentran pequeñas cantidades del metal libre en los meteoros. Los minerales principales que se contienen son algunos sulfuros de hierro que abundan en el Canadá y en los Estados Unidos.

El níquel se obtiene de sus minerales por medio de procesos complicados y se le refina por electrólisis. Es un metal blanco que brilla mucho; es duro, tenaz, flexible y no se oxida en el aire. Se parece al cobalto en que lo atrae el imán.

336. Usos. — El níquel se usa como uno de los componentes de las monedas de varios países, para hacer algunas aleaciones metálicas, como la plata alemana, y para niquelar otros metales, especialmente el hierro y el llamado metal amarillo. El proceso de niquelar se lleva a cabo como el de platear, por electrólisis, pero la solución que se usa es un sulfato de níquel y amonia, en vez de ser un cianuro. El níquel se vuelve maleable si se le agrega un poquito de magnesio al metal fundido y entonces tiene usos diversos. A veces se hacen utensilios de cocina niquelados y existe un artículo de comercio llamado *niqueloide* que no es otra cosa que el zinc niquelado. El metal tiene una apariencia atractiva, no se corroe con facilidad ni se oxida y se limpia fácilmente, por lo que se usa para hacer reflectores, forros de refrigeradores, baños y artículos de baño, vitrinas y anuncios. El uso más importante del níquel es el que tiene en la fabricación del acero niquelado. Este contiene 3.5% de níquel y se usa en grandes cantidades para hacer las corazas de los buques de guerra y aquellas piezas de máquinas que requieren gran fuerza.

El níquel forma dos clases de compuestos, *niquelosos* y *niquélicos*. Los niquelosos son más comunes y la mayor parte de ellos son verdes. La prueba del níquel la constituye la formación del hidróxido verde $Ni(OH)_2$ por la interacción de un álcali con una solución de una sal de níquel

El Cobalto

El cobalto ocurre combinado con el arsénico y el azufre y, en la mayor parte de los casos, asociado con los compuestos de níquel. Es un metal lustroso, de un tinte rosado,

más duro que el hierro y menos magnético. Forma compuestos *cobaltosos* y *cobálticos*.

Los óxidos y los hidróxidos correspondientes CoO, Co_2O_3, $Co(OH)_2$, $Co(OH)_3$ son todos básicos en su orden. Los compuestos hidratados dan una solución roja y los compuestos anhidros son azules; por consiguiente, una sal roja cristalizada se vuelve azul cuando se le calienta. Algunos compuestos del cobalto se usan para dar color al vidrio, a la porcelana y al papel. El más común es el llamado *esmalte azul*, que es un silicato de cobalto que no cambia ni con la luz del sol, ni con ácidos, ni con álcalis, por lo que se usa para pintar la porcelana. También se usa el llamado *cobalto azul*, que es un óxido doble de cobalto y aluminio y el *verde de Rimman*, que es un óxido doble de cobalto y de zinc. *La prueba del cobalto es el color azul que imparte a la perla o cuenta de borax.* El cloruro cobáltico se usa en el laboratorio como un reactivo. Produce sulfatos, sulfuros, nitratos y carbonatos lo mismo que el níquel.

CAPÍTULO VI

OTROS METALES

337. División. — Los metales más importantes que aún no hemos considerado pueden dividirse en cuatro grupos que titularemos la familia del magnesio, los metales de las tierras raras y aluminio, la familia del estaño y la familia del cromo y manganeso. Como puede notarse, tanto el aluminio como el manganeso son metales que no forman parte propiamente de la familia, muy en especial el manganeso, que es de otro grupo, en el cual forma familia aparte de los halógenos con algunos otros elementos de menor importancia.

La familia del Magnesio

338. Generalidades. — Los elementos de la tercera columna del cuadro periódico forman una familia que no es del todo armónica. La constituyen el glucinio o berilo (*Símb.*, Gl o Be; *P. A.*, 9.1); el magnesio (*Símb.*, Mg; *P. A.* 24.36); el zinc (*Símb.*, Zn; *P. A.*, 65.4); el cadmio (*Símb.*, Cd; *P. A.*, 112.4) y el mercurio (*Símb.*, Hg; *P. A.*, 200).

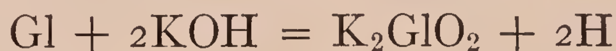
El glucinio y el magnesio se parecen al zinc y al cadmio, y se diferencian de la familia del calcio en que sus sulfatos son solubles y que sus hidróxidos sueltan con facilidad el agua para convertirse en óxidos. El glucinio se diferencia del magnesio y se parece al zinc en que su hidróxido es ácido al mismo tiempo que básico. Esto no es extraño porque

en el cuadro periódico queda entre el litio, que es un metal, y el boro, que es un metaloide. El mercurio es el único miembro de esta familia que forma dos series de compuestos derivados de los óxidos Hg_2O y HgO. El mercurio tiene algunos puntos de contacto con los metales nobles. Todos los metales de esta familia son divalentes y la densidad vaporosa del zinc, el cadmio y el mercurio demuestra que los vapores de estos metales son monoatómicos.

El Glucinio

El glucinio o berilo es bivalente en todos sus compuestos. Su óxido y su hidróxido son básicos y son también ácidos con respecto de las bases activas. Este elemento produce sales dulces, por lo que se le ha dado el nombre de glucinio, derivado de la palabra *glucos* que significa « dulce ».

El glucinio se encuentra en el berilo, un mineral llamado generalmente *agua marina* ($Gl_3Al_2(SiO_3)_6$). El berilo que contiene suficiente cromo para darle un color verde recibe el nombre de *esmeralda*. Este mineral se usa para hacer joyas. El metal se obtiene por electrólisis, arde al aire libre y desaloja el hidrógeno de los ácidos diluídos y de potasa fundida. La última reacción se representa así:



$$Gl + 2KOH = K_2GlO_2 + 2H$$

El Magnesio

339. Estado natural, preparación, propiedades y usos. — El magnesio ocurre en el *magnesito* en estado casi puro y en la *dolomita* que es un carbonato doble de magnesio y calcio. El sulfato y el cloruro se encuentran hidratados y forman también sales dobles en los depósitos de Stassfurt. El ortosilicato de magnesio (Mg_2SiO_4) se llama *olivina;* el metasilicato ($H_2Mg_3(SiO_3)_4$), llamado *talco* o *piedra de*

jabón es ácido. La *serpentina* $(Mg.Fe)_3.Si_2O_7.2H_2O$ es un bisilicato hidratado, lo mismo que el meerschaum. El *asbesto* es un silicato anhidro. El elemento deriva su nombre de Magnesia, ciudad del Asia Menor, donde se dice que se encontró por primera vez.

El magnesio se prepara por la electrólisis de la carnalita hidratada $MgCl_2KCl.6H_2O$ fundida. El crisol de hierro en que se funde el material sirve de catode y una varilla de carbón sirve de anode. El metal tiene el color de la plata y cuando se le calienta se le puede transformar fácilmente por medio de la presión en alambres o en cintas.

El metal es menos activo que los metales alcalino-térreos. Se cubre con facilidad de una capa de carbonato y desaloja el hidrógeno rápidamente del agua hirviente y de los ácidos diluídos en frío. El magnesio arde al aire libre con una luz blanca. Pulverizado se le usa en pirotécnica y con clorato de potasio forma el polvo fotográfico que se enciende para retratar de noche. El magnesio es un metal liviano; su gravedad específica es sólo de 1.75. Es tenaz y dúctil, se derrite y toma la forma de los moldes en que se le echa. A altas temperaturas, se volatiliza completamente. Cuando se le calienta en una atmósfera de nitrógeno forma el nitruro de magnesio.

340. Compuestos del magnesio. — El magnesio forma un óxido cuando se le quema al aire libre o en oxígeno, el cual se llama comúnmente *magnesia* o *magnesia calcinada*. La magnesia se disuelve con dificultad en el agua para formar el hidróxido de magnesio. Una mezcla de magnesia y agua, a la cual se le echa a veces un poquito de cloruro de magnesio, se endurece cuando se le expone al aire y se usa a veces como cemento o piedra artificial; entonces se le llama *cemento blanco*. El óxido es uno de los polvos

más finos y más apreciados por las señoras en su toilette. Se usa la magnesia como medicina en casos de dispepsia y como antídoto en caso de envenenamiento con ácidos minerales. También sirve para proteger las tuberías de vapor u otros aparatos que se someten con frecuencia a gran calor. El sulfato de magnesio recibe el nombre de *sal de Epson* y se usa mucho en medicina, como abono y como ingrediente de la capa que cubre las telas de algodón. El cloruro de magnesio es blanco como los anteriores y es un producto lateral en la fabricación del cloruro de potasio. Es muy delicuescente y se le usa en el laboratorio. El carbonato de magnesio recibe el nombre de *magnesia alba* cuando está unido al hidrato ($Mg(OH)_2.4MgCO_3.4H_2O$), y cuando se le encuentra solo en la naturaleza se llama *magnesita*. Unido al calcio se llama *dolomita*. El citrato de magnesio se usa en medicina como un laxativo.

El Zinc

341. Estado natural, preparación, propiedades y usos. — El zinc se encuentra en forma de carbonato que recibe el nombre de *talamina* o *esmithsonita* ($ZnCO_3$). También se le encuentra como *esfalerita* (ZnS), *franclinita* ($Zn(FeO_2)$) y *zinquita* (ZnO). Los minerales se convierten primero en óxidos por medio del azufre que sale de los sulfuros convertido en anhidrido sulfuroso y se usa en la fabricación de ácido sulfúrico. Los óxidos se mezclan con carbón y se destilan en retortas de barro a una temperatura entre 1300° y 1400° C., y el zinc se condensa en receptáculos de barro mientras que el gas se quema.

El zinc es un metal cristalino de color blanco azuloso. Es bivalente en todos sus compuestos y entra en aniones

y cationes complejos. Sus sales son todas venenosas. Es quebradizo pero se le puede convertir en láminas haciéndolo pasar por exprimidores calientes y entonces queda suave. El metal arde al aire libre con una llama verdosa para producir óxido de zinc. Cuando se le expone al aire se cubre también de una capa de este compuesto que luego se convierte en un carbonato básico que lo protege de toda acción ulterior. Desaloja el hidrógeno de los ácidos diluídos y de los álcalis hirvientes. Su gravedad específica es sólo 7, por lo que se prefiere al plomo en la fabricación de techos, canales y ornamentos arquitectónicos. El techo tan común en los trópicos llamado hierro *galvanizado* se hace sumergiendo una hoja de hierro corrugado bien limpia en zinc derretido. Puesto que éste es más activo que el hierro es el que se oxida a la intemperie mientras que el hierro queda ileso. El zinc se usa también en la fabricación de baterías y de aleaciones metálicas.

342. Compuestos del zinc. — El óxido de zinc nativo tiene un color rojo a causa del manganeso que contiene, pero su color es blanco en frío y amarillo en caliente. Se le prepara calentando el carbonato y se le usa para hacer pintura blanca, a la cual no afectan ni el sol ni la atmósfera. El sulfuro de zinc nativo puede ser amarillo, pardo o negro según las impurezas que contenga; pero cuando está puro es blanco. Se le usa también como pintura blanca. El sulfato de zinc se produce por la acción del zinc sobre el ácido sulfúrico diluído. Es un sólido blanco y cristalino que pierde agua de cristalización a 100° C. y que es eflorescente. Recibe a veces el nombre de *vitriolo blanco* y es venenoso como todas las demás sales del zinc. En medicina se le usa como aplicación externa en las inflamaciones. El cloruro de zinc es también blanco

y delicuescente. Se usa en cirugía y en dentistería. También se le usa para preservar la madera, especialmente polines del ferrocarril. El hidróxido se forma por la interacción de los hidratos de sodio y de potasio con una sal de zinc. Un exceso del álcali cambia el hidróxido en un silicato.

El Cadmio

343. Estado natural, preparación, propiedades y usos. — El cadmio es un metal poco común que se encuentra en los minerales del zinc. También se le encuentra en forma de sulfuros (CdS). Es blanco, lustroso y suave. Su gravedad específica es de 8.6. Se usa principalmente en la manufactura de las aleaciones metálicas las cuales endurece. El metal desaloja el hidrógeno de los ácidos diluídos. Tiene muchos puntos de contacto con el zinc y también muchas propiedades distintas de las de este metal. Es más volátil que el zinc.

El cadmio tiene varios compuestos. El sulfuro, un sólido amarillo y brillante formado por la acción del ácido sulfhídrico sobre la solución de una sal de cadmio, se usa como pintura de aceite para pintar cuadros artísticos. Su formación constituye la prueba del cadmio. El cloruro ($CdCl_2.2H_2O$) es eflorescente, lo contrario del zinc que es delicuescente. El hidróxido reacciona con los ácidos como cualquier hidróxido básico pero no reacciona con las bases a pesar de que se disuelve en el hidróxido de amonia para formar el compuesto $Cd(NH_3)_4(OH)_2$. El óxido (CdO) es un polvo color café que se obtiene cuando se calienta el hidróxido, el carbonato o el metal, o el nitrato. El sulfato se cristaliza con la fórmula siguiente $3CdSO_4.8H_2O$.

El Mercurio

344. Estado natural, preparación, propiedades y usos. — El mercurio se encuentra libre pero su mineral principal es el *cinabrio* que no es otra cosa que el sulfuro rojo cristalizado (HgS) el cual abunda en España, California y Austria.

La extracción del mercurio es sumamente fácil porque a penas se calienta el mineral el azufre sale convertido en anhidrido sulfuroso y el mercurio queda libre puesto que no se une con el oxígeno. En muchos lugares se colocan pedazos enteros del mineral dentro de un horno sobre ladrillos verticales o sobre tablillas de ladrillo perforadas y los gases pasan por tubos retorcidos en los cuales se condensan los vapores del metal.

El mercurio es un metal brillante, color de plata y líquido a temperatura ordinaria. Es el único metal líquido a esa temperatura. Se solidifica a 39.5° C. Es un metal pesado; su gravedad específica es de 13.59. Es volátil y su vapores son venenosos. No se oxida con el aire, pero si éste contiene azufre forma con este elemento el sulfuro. A altas temperaturas se combina lentamente con el oxígeno para formar el óxido rojo (HgO). El ácido clorhídrico y el ácido sulfúrico frío no lo afectan, pero el ácido sulfúrico concentrado lo óxida y el ácido nítrico lo convierte en nitratos. El mercurio forma aleaciones metálicas con el sodio, los metales nobles y el amonio, todas las cuales se llaman *amalgamas*. También se amalgama con el estaño que se usa a veces en la fabricación de espejos. Las amalgamas de los metales nobles se usan en dentistería y en joyería. El mercurio se usa para hacer termómetros, barómetros y otros aparatos físicos, para extraer el oro y la plata y para preparar medicinas y explosivos.

345. Compuestos del mercurio. — El mercurio forma dos clases de compuestos: *mercuriosos* y *mercúricos*. En los primeros tiene valencia de uno y en los segundos de dos. El óxido mercúrico es un polvo rojo que se usa en la fabricación del oxígeno. El cloruro mercurioso, llamado también *calomel* ($HgCl$), es un polvo blanco insípido que se forma por la interacción del nitrato mercurioso con un cloruro y se usa en medicina. El cloruro mercúrico, llamado también *bicloruro de mercurio* y *sublimado corrosivo* ($HgCl_2$), es un sólido blanco cristalino soluble en agua y en alcohol. Es un veneno violento. Su mejor antídoto es la clara de huevo cruda. La albúmina forma un compuesto insoluble con el veneno y esta masa se saca después mecánicamente del estómago. El bicloruro de mercurio es un antiséptico magnífico, y hasta hace poco se ha usado como el mejor en cirugía, pero está cediendo su lugar a la cloracina. El sulfuro de mercurio es un sólido rojo y cristalino cuando es nativo pero es un polvo negro cuando se le precipita. Si este polvo se calienta se transforma en sulfuro rojo. El *bermillón* es el sulfuro de mercurio artificial y se fabrica triturando juntos el mercurio y el azufre y tratando la masa que resulta con hidróxido de potasio o calentando el mercurio y el azufre en vasijas de hierro y sublimando después la masa negra que queda. En ambos casos debe molerse, lavarse y secarse bien el azufre. El mejor bermillón es el que viene de China y se usa para hacer pintura roja. El nitrato mercurioso ($HgNO_3$) y el nitrato mercúrico ($Hg(NO_3)_2$) se forman cuando reacciona el mercurio con el ácido nítrico. El primero se forma si el ácido es diluído y frío y el segundo si el ácido es concentrado y caliente. Son sólidos blancos y cristalinos.

CAPÍTULO VII

LOS METALES DE LAS TIERRAS RARAS Y EL ALUMINIO

346. Generalidades. — Los miembros principales de la familia que ocupa la cuarta columna del cuadro periódico son: el boro (*Símb.*, B; *P. A.*, 11); el aluminio (*Símb.*, Al; *P. A.*, 27); el galio (*Símb.*, Ga; *P. A.*, 70) el indio (*Símb.*, In; *P. A.*, 115) el talio (*Símb.*, Tl; *P. A.*, 204) que forman la familia de la derecha, y el escandio (*Símb.*, Sc; *P. A.*, 44.1) el ytrio (*Símb.*, Yt; *P. A.*, 89); el lantanio (*Símb.*, La; *P. A.*, 139) que forman la familia de la izquierda. También se incluyen elementos de menor importancia entre los metales de las tierras raras como el celio (*Símb.*, Ce; *P. A.*, 140.25); el neodimio (*Símb.*, Nd; *P. A.*, 144.3) y el praseodimio (*Símb.*, Pr; *P. A.*, 140.5) que se encuentran junto con el lantanio formando un silicato complejo. Los compuestos de muchos de estos elementos raros se conducen de manera tan parecida que es muy difícil separar uno de los otros. Lo que sí es un hecho es que muchos de ellos tienen pesos atómicos tan similares al lantanio que se hace difícil acomodarlos en el cuadro periódico. Ostwald los ha comparado a esos grupos de planetas inferiores que en el sistema solar ocupan el lugar de un planeta grande.

El óxido y el hidróxido del boro son ácidos. Los del aluminio, el galio, el indio y el talio $Al(OH)_3$; $Ga(OH)_3$ $In(OH)_3$ y $Tl(OH)_3$ son básicos, pero a veces se conducen como ácidos con respecto de bases fuertes.

El galio y el indio se encuentran en minerales del zinc y fueron descubiertos por medio del espectroscopio. El primero deriva su nombre del país en que fué descubierto (Francia) y el último de las dos líneas azules que marca en el espectro.

El talio se encuentra en algunas piritas y en el mismo mineral del zinc en que se encuentra el otro. Fué descubierto por el Dr. Guillermo Crookes por medio del espectroscopio en los depósitos seleníferos de los desperdicios de una fábrica de ácido sulfúrico. Recibió su nombre de la línea verde que tan distintamente marca en el espectro. Este elemento da dos series completas de compuestos. En aquéllas en que es trivalente se parece al aluminio. Cuando es univalente se parece al sodio y a la plata. El hidróxido talioso, Tl(OH) es soluble y da una solución fuertemente alcalina. El cloruro es insoluble en agua fría. Las soluciones de las sales taliosas son neutrales. El zinc desaloja este metal de sus compuestos. Los elementos de la familia de la izquierda de esta columna comienzan con el escandio, cuya existencia y propiedades profetizó Mendeleeff, lo mismo que las del galio y el germanio. Éste es el más conocido de todos ellos. Este elemento y todos los demás de las tierras raras se encuentran en minerales raros tales como la *euxenita*, la *gadolinita* y otros que existen en Suecia, Groenlandia y los Estados Unidos.

Muchos autores colocan en el grupo cuarto, en la familia de la izquierda, entre el zirconio y el torio, los siguientes metales de las tierras alcalinas: el cerio (*Símb.*, Ce; *P. A.*, 140.25); el didimio (*Símb.*, Di; *P. A.*, 145); el praseodimio (*Símb.*, Pr; *P. A.*, 140.5); el neodinio (*Símb.*, Nd; *P. A.*, 144.3); el holmio (*Símb.*, Ho; *P. A.*, 163.5); el samario

(*Símb.*, Sa; *P.A.* 150.3); el europio (*Símb.*, Eu; *P. A.*, 152); el gadolinio (*Símb.*, Gd; *P. A.*, 155.5); el dysprosio (*Símb.*, Dy; *P. A.*, 162.5); el terbio (*Símb.*, Tb; *P. A.*, 159.2); el erbio (*Símb.*, Er; *P. A.*, 166); el iterbio (*Símb.*, Ib; *P. A.*, 173.5) y el lutecio (*Símb.*, Lu; *P. A.*, 175). De esta manera quedan todos los metales entre el lantanio (*P. A.*, 139) y el talio (*P. A.*, 181) en una sola familia y como si todos juntos constituyeran un solo elemento grande siguiendo así la comparación de Ostwald.

El Aluminio

347. Estado natural y preparación. — El aluminio se encuentra en combinación con casi todos los silicatos; después del oxígeno y del silicio es el elemento más abundante. Forma parte de los feldespatos, las micas, el kaolín, el barro y varios fluoruros.

El metal se prepara ahora en grande escala por la electrólisis del óxido fundido (Al_2O_3) disuelto en criolita fundida. La operación se lleva a cabo en celdas forradas de carbón cuyo forro sirve al mismo tiempo de catode. Los anodes son lápices de carbón sumergidos en el líquido, los cuales se combinan con el oxígeno apenas se encuentra éste en estado libre.

El metal cae al fondo de la celda de donde se le saca periódicamente y se agregan nuevas porciones del óxido para que ocupen su lugar. La corriente mantiene la temperatura de la masa fundida a la vez que la descompone.

348. Propiedades y usos. — El aluminio es trivalente, lo mismo que todos los demás miembros de ese grupo. Su hidróxido es como el del zinc, ácido a la vez que básico y, por consiguiente, el metal forma dos series de compuestos de los tipos del aluminato de sodio (Na_3AlO_3) y del

sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$). Las sales de ambas series se disocian en agua con facilidad. Debe notarse que los hidróxidos de los metales trivalentes o de los metales que están en condicionses trivalentes, tales como el $Al(OH)_3$ $Cr(OH)_3$ $Fe(OH)_3$, son todos mucho menos básicos que los hidróxidos de los metales divalentes, tales como $Zn(OH)_2$ $Cd(OH)_2$ $Fe(OH)_2$ y $Mn(OH)_2$. El aluminio tiene tendencias demasiado básicas para dar sales como el carbonato y el sulfito. El metal se funde a 700° C., pero no sirve para hacer objetos echándolo en moldes. Es sumamente liviano, pues tiene gravedad específica de sólo 2.6 y su dureza y su fuerza exceden a la de cualquier otro metal con excepión del hierro y del cobre. Tiene un lustre plateado y se oxida muy poco. Es un magnífico conductor del calor, por lo que se le usa para hacer utensilios de cocina. El bronce de aluminio tiene propiedades de resistencia mecánica y química que lo hacen muy superior a cualquier otro bronce. El aluminio y sus aleaciones se usan para hacer cámaras, binóculos y otros aparatos que deben ser livianos. También se le usa en la fabricación de aparatos eléctricos porque es un magnífico conductor de la electricidad. El metal pulverizado mezclado con aceite constituye una magnífica pintura de platear.

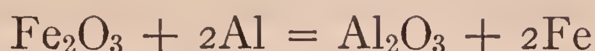
El metal desaloja el hidrógeno del ácido clorhídrico con facilidad y hace lo mismo con los álcalis hirvientes para formar aluminatos, así:



$$2Al + 6Na(OH) = 2Na_3AlO_3 + 6H$$

A causa de su gran afinidad por el oxígeno, el aluminio desaloja todos los demás metales excepto el magnesio de sus óxidos. Por eso cuando se agrega alumino pulverizado a un óxido y se inflama la mezcla con un pedazo de

cinta de magnesio encendida se produce el óxido de aluminio y el otro metal así:



$$Fe_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Fe$$

349. Compuestos del aluminio. — Además del óxido y del hidróxido existen varios compuestos de aluminio, como el cloruro ($AlCl_3$) y los aluminatos ($NaAlO_2$). Cuando un aluminato se hace reaccionar con anhidrido carbónico y agua resulta el carbonato respectivo y el hidróxido de aluminio. Si el aluminato se hace reaccionar con agua sola, entonces resulta el hidrato del metal alcalino y el hidróxido de aluminio.

El más importante de los compuestos, exceptuando los óxidos y los silicatos que forman una serie de piedras preciosas como el corindón, el zafiro, el rubí, el topacio, la amatista, el granate, la turquesa y la esmeralda oriental, es el sulfato de aluminio. A esta sal se le llama generalmente *alumbre* y se encuentra siempre formando sales dobles con los miembros de la familia alcalina. El sulfato solo $Al_2(SO_4)_3.18H_2O$ se prepara haciendo reaccionar el hidróxido o el barro puro (kaolín) con ácido sulfúrico. La solución del sulfato tiene reacción ácida. Este compuesto se usa como astringente en muchas industrias como la del papel. El alumbre potásico ($K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.24H_2O$) es el alumbre más común y se fabrica del sulfato de aluminio. Cuando se le calienta pierde su agua de cristalización y lleva entonces el nombre de *alumbre calcinado*. Una solución de este alumbre disuelve una cantidad considerable del hidróxido de aluminio y da entonces el alumbre «neutro» $K_2SO_4.Al_4(OH)_6(SO_4)_3$ el cual es una sal básica y se usa también como astringente.

350. El barro. — El barro es un silicato impuro de

aluminio que se produce por la acción del agua y del anhidrido carbónico sobre el granito y otras rocas que contienen el feldespato ($KAlSi_3O_8$). El producto principal de descomposición es un silicato de aluminio, pues el silicato de potasio que se forma se disuelve. Este silicato es el barro puro (kaolín), su composición según unos es $H_2Al_2(SiO_4)_2.H_2O$ y según otros es $Al_2SiO_7.2H_2O$. Es cierto que la composición de los barros varía mucho porque rara vez se forman del feldespato puro. La mayor parte del kaolín contiene partículas de mica y de cuarzo. El barro ordinario contiene muchas impurezas como compuestos del calcio, magnesio y hierro. El kaolín es una masa blanca que se reduce a polvo con facilidad y se vuelve plástica cuando se le moja por lo que puede amoldarse a diferentes formas. El barro ordinario es aún más plástico y se funde con mayor facilidad que el kaolín, pero disminuye considerablemente de volumen cuando se le seca y se le cocina. Todos los barros tienen un olor particular cuando están húmedos. El barro es la base de la industria cerámica y de la alfarería, de las cuales resultan tres ramos enteramente distintos: fabricación de porcelana, fabricación de objetos de piedra y fabricación de objetos de barro.

La porcelana es la más fina y se hace calentando a altas temperaturas una mezcla de kaolín con arena y alguna sustancia fusible como el feldespato o el yeso. Cuando se enfría la masa es dura, densa, blanca y traslúcida. No la atacan con facilidad ni los ácidos ni los álcalis y su superficie queda cubierta de un esmalte que además de ser una protección es un ornamento. Los aparatos de piedra se producen de manera muy similar a los de porcelana y son más ordinarios que ésta. La diferencia consiste en que los materiales no se escogen con tanto cuidado

ni se calientan a tan alta temperatura. Su uso principal se encuentra en las fábricas de ácidos donde se prefieren vasijas de esta clase para transportarlo. Si todavía se coge barro más impuro y se le calienta solo a una temperatura moderada, el producto se dice que es de barro. Las tinajas, jarros y ollas son ejemplos. Las tejas, la terracota, las macetas para flores, las tuberías para albañales y los ladrillos son productos de alfarería.

CAPÍTULO VIII

LA FAMILIA DEL ESTAÑO

351. Generalidades. — De los elementos de la quinta columna del cuadro periódico son metaloides, el carbón y el silicio, y metales, el germanio (*Símb.*, Ge; *P. A.*, 72.5); el estaño (*Símb.*, Sn; *P. A.*, 119) el plomo (*Símb.*, Pb; *P. A.*, 206.9); todos los cuales están al lado derecho, y el titanio (*Símb.*, Ti; *P. A.*, 48.1); el zirconio (*Símb.*, Zr; *P. A.*, 90.6); el cerio (*Símb.*, Ce; *P. A.*, 140.25) y el torio (*Símb.*, Th; *P. A.*, 232.5) que forman la familia de la izquierda.

Todos estos elementos tienen una valencia máxima de 4. El germanio, el estaño y el plomo son también divalentes. En esto se parecen al carbono y se diferencian del silicio, que está más íntimamente relacionado con los elementos de la familia de la izquierda. Los óxidos y los hidróxidos en que los elementos metálicos son divalentes aumentan en basicidad y los elementos mismos se vuelven más metálicos en sus actuaciones químicas según aumenta su peso atómico. En esto se parecen a las familias del potasio, del calcio y del galio. Estos hidróxidos tienen también la particularidad de ser ácidos. Esta acidez aumenta también en el mismo orden en que se han mencionado los metales anteriores.

El Germanio

352. El germanio forma dos óxidos, GeO y GeO_2, que corresponden a los óxidos del carbono y del estaño. El

óxido germanoso no es ni definidamente ácido ni definidamente básico, y el sulfuro es el único compuesto bien definido de esta serie que se encuentra además del óxido. El óxido germánico y el hidróxido son ácidos. Se parecen al carbón en que forman un compuesto inestable con el hidrógeno llamado *cloroformo germánico* ($GeHCl_3$) y un cloruro volátil ($GeCl_4$) correspondiente al tetracloruro de carbono.

El Estaño

353. Estado natural, preparación, propiedades y usos. — El estaño se encuentra principalmente en la *piedra de estaño* o *casiterita* (SnO_2) que forma cristales prismáticos de base cuadrada, oscurecidos por la presencia de los compuestos de hierro, los cuales existen principalmente en Cornwall y en las Indias Orientales, especialmente en Banca. La palabra latina *estannum* nos da el símbolo *Sn* que se usa para el estaño. El mineral se pulveriza y se lava para quitarle la parte de pizarra o de granito con que está mezclado y entonces se calcina para oxidar los sulfuros de hierro y de cobre y expeler el arsénico que contiene. Después se lava para eliminar el sulfato de cobre y el óxido de hierro y se reduce con carbón en la estufa reverberatoria. Para refinarlo se le derrite de nuevo a un calor moderado, lo que deja sin derretir los compuestos de hierro y de arsénico, mientras que el metal corre a lo largo de una canal enteramente puro. En 1920 Inglaterra y las Indias Orientales produjeron 72,300 toneladas, lo que constituye más del ochenta por ciento de la producción del mundo.

El estaño es un metal color de plata, cristalino, opaco, tenaz pero muy maleable; su gravedad específica es de 7.3

y su punto de fusión de 233° C. El latón se hace sumergiendo cuidadosamente unas láminas delgadas de acero en el estaño derretido. A algunos aparatos de cobre, como los alambiques, se les pone también una capa interior de estaño para impedir la formación de carbonatos básicos. Para llevar esta operación a cabo se les limpia muy bien con cloruro de amonia, se les unta con pez rubia para reducir el óxido y se les calienta a 230° C. Entonces se les riega por su superficie el estaño derretido.

Existen muchas aleaciones metálicas en que entra el estaño, de las cuales las principales son el bronce, el metal de soldar, el metal de Britania y muchos otros que se usan en las artes.

Aunque el estaño desaloja el hidrógeno de los ácidos diluídos no se oxida al aire. Con el ácido clorhídrico caliente da cloruro estannoso ($SnCl_2$) e hidrógeno. El ácido sulfúrico caliente lo convierte en sulfato estannoso ($SnSO_4$) y se produce también anhidrido sulfuroso. El ácido nítrico frío y diluído da nitrato estannoso $Sn(NO_3)_2$ y parte del ácido nítrico queda convertido en amoníaco. Cuando el ácido nítrico es concentrado se produce el nitrato estánico.

El estaño es, pues, divalente y cuadrivalente y, como se ha dicho antes, los óxidos e hidróxidos son ácidos y básicos, por lo que se forman cuatro series de compuestos.

El estaño se usa también para cubrir tachuelas, clavos, vasijas de cocina, alfileres, techos y muchos otros objetos. Con el mercurio forma la amalgama de estaño que sirve para hacer espejos.

354. Compuestos del estaño. — Los cloruros del estaño se producen con el ácido clorhídrico. El estannoso es una sustancia cristalina y blanca que se usa como un

astringente. El cloruro estannoso ($SnCl_2$) tiene una tendencia marcada a transformarse en cloruro estánico ($SnCl_4$) y es por tanto un poderoso agente reductor. Se le usa con frecuencia para reducir los cloruros del mercurio y de los metales nobles cuando se quiere obtener éstos en estado libre. También reduce el oxígeno o se oxida en el aire. En este caso se forma el cloruro estánico, que permanece en solución cuando hay exceso de ácido, pero que se precipita cuando la solución es neutra. Cuando el cloro actúa sobre el estaño o sobre el cloruro estannoso se forma también el cloruro estánico que es un líquido incoloro que despide vapores de ácido clorhídrico y de ácido estánico. Con el bromo forma compuestos parecidos a los que forma con el cloro.

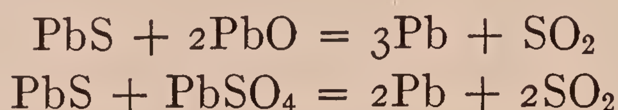
El estaño forma también el ácido estánico *Alpha*, H_2SnO_3 y el ácido estánico *Beta*, $H_2Sn_5O_{11}$ los cuales producen los estanatos respectivos.

El Plomo

355. Estado natural, preparación, propiedades y usos. — Aun cuando el plomo se encuentra a veces libre en la naturaleza, su mineral principal es la galena (PbS) que se cristaliza en cubos y que casi siempre contiene cantidades considerables de sulfuro de plata (Ag_2S). También se encuentra en forma de carbonato ($PbCO_3$) y de sulfato ($PbSO_4$) llamado *anglesita* y de fosfato $Pb_5Cl(PO_4)_3$.

El plomo se conoce desde tiempos inmemoriales. Los chinos lo han usado desde hace muchos siglos para forrar las latas de té; los romanos, que lo obtenían de España, le dieron el nombre de *plumbum* de donde se deriva el símbolo Pb. Los antiguos usaban sus compuestos como cosméticos y pinturas.

El sulfuro de plomo se calcina hasta convertir gran parte de él en óxido y en sulfato. Entonces se cierran las puertas de la estufa y se aumenta la temperatura para que estos productos reaccionen entre sí y reduzcan el resto del sulfuro, así:



$$PbS + 2PbO = 3Pb + SO_2$$
$$PbS + PbSO_4 = 2Pb + 2SO_2$$

Hay otro método para reducir la galena que consiste en calentarla con pedazos de hierro. El producto de la reacción es sulfuro de hierro y plomo.

El plomo tiene un color gris; es tan blando que se puede cortar con una cuchilla, y es poco resistente. Su gravedad específica es de 11.4 y su punto de fusión es de 326° C. Cuando está caliente se le puede forzar por orificios por medio de presión hidráulica y formar con él tubos que se usan en fontanería y para cubrir los alambres eléctricos dentro y fuera de las habitaciones. Es poco activo, por lo que en los laboratorios y en las fábricas se usan láminas de plomo para cubrir las mesas y las cámaras como las que se usan en la fabricación del ácido sulfúrico.

El plomo es monovalente, divalente y cuadrivalente, por lo que forma los óxides PbO y PbO_2 y los correspondientes hidróxidos, todos los cuales son básicos y ácidos. El monóxido de plomo es bastante básico comparado con el óxido de cobre, pero el bióxido de plomo es mucho menos básico. Ambos son bastante ácidos comparados con las bases fuertes. Todos los compuestos del plomo cuadrivalente pierden con facilidad la mitad del radical negativo por lo que quedan reducidos a la condición de compuestos del plomo divalente aunque se les sigue llamando compuestos plómbicos.

El plomo unido a una pequeña cantidad de arsénico se usa para hacer balas y unido a una quinta parte de su peso de antimonio se usa para hacer tipos de imprenta. Al contacto del aire y del agua forma primero el subóxido (Pb_2O), después el óxido y finalmente un carbonato básico que le sirve de protección. El metal desaloja con mucha dificultad el hidrógeno de los ácidos, excepto el ácido nítrico que lo ataca con más facilidad para formar nitrato de plomo y óxidos de nitrógeno. El plomo se usa también en la fabricación de baterías.

356. Compuestos del plomo. — Además de los óxidos y de los hidróxidos forma el plomo algunos compuestos importantes como el cloruro plómbico ($PbCl_2$) el cual se precipita cuando se le agrega un cloruro soluble a una solución de una sal de plomo. El tetracloruro de plomo es un sólido que se descompone luego en el anterior.

El yoduro de plomo se forma por precipitación en forma de láminas amarillas cristalinas. El carbonato de plomo es un sólido transparente y cristalino cuando está en estado nativo y es un polvo blanco cuando se precipita. Hay varios carbonatos básicos, de los cuales el más importante tiene la fórmula $2PbCO_3Pb(OH)_2$, conocido con el nombre de *pintura blanca de plomo*. Otro compuesto importante es el acetato de plomo que es un sólido blanco y cristalino formado por la acción del ácido acético sobre el plomo o sobre el óxido del plomo. Es muy soluble en agua y muchas veces por estar en este estado se le llama *agua blanca*. Se usa extensamente en medicina.

El sulfato de plomo ocurre en la naturaleza como se ha dicho antes y es prácticamente insoluble en agua, por lo que se le obtiene fácilmente por precipitación. El nitrato de plomo $Pb(NO_3)_2$ es blanco y muy soluble en agua,

por lo que se le usa con frecuencia. El sulfuro de plomo ocurre como galena y se precipita en forma de un polvo negro y lustroso cuando se pasa ácido sulfhídrico por una solución de plomo. Esta reacción constituye *la prueba del plomo*.

El Titanio, el Zirconio, el Cerio y el Torio

Los metales que forman la familia de la izquierda del grupo IV en el cuadro periódico son todos cuadrivalentes aun cuando hay muchos compuestos en que aparecen con valencias inferiores. Los dos primeros son débilmente básicos y débilmente ácidos, pero los dos últimos son estrictamente básicos o, mejor dicho, tienen la propiedad de formar bases, lo que demuestra que son estrictamente metálicos.

El titanio ocurre en el mineral conocido con el nombre de *rutilo*, Ti_2O_4. El zirconio se encuentra en el mineral *zircón*, que es un ortosilicato del zirconio ($ZrSiO_4$). El óxido se usa para hacer telas incandescentes para lámparas de gas. El cerio se encuentra en el mineral conocido con el nombre de *cerita* $(Ce.La.Nd.Pd.)SiO_4.H_2O$. Este metal forma parte de un grupo de elementos pequeños e inferiores que parecen fragmentos de uno mayor, pues actúan químicamente de manera muy similar, aun cuando entre ellos existen algunas diferencias físicas. Algunos autores colocan en el lugar ocupado por el cerio todos esos metales cuyos pesos atómicos varían entre 140 y 178. El torio se encuentra en el mineral *torita* ($ThSiO_4$) y en algunas arenas de donde es más fácil extraerlo. El símbolo *Th* proviene de la palabra *Thorium*. El nitrato $Th(NO_3)_4.6H_2O$ se usa para hacer telas incandescentes para lámparas de gas, las cuales llevan el nombre del inventor,

Welsbach. También se ha fabricado la lámpara incandescente Nerst, en la cual el filamento está hecho de los óxidos de los metales raros, en vez de estar hecho de carbón. La bombilla eléctrica del Dr. Nerst está desalojando gradualmente la bombilla de Edison, pues hasta en los laboratorios de este sabio se fabrican hoy con lijeras modificaciones. La particularidad de estas lámparas consiste en que es necesario que el filamento esté caliente para que pueda conducir la corriente eléctrica. Una vez caliente la resistencia mantiene dichos filamentos a una temperatura de incandescencia. Esto quiere decir que cuando se ha gastado una cantidad igual de corriente eléctrica en ambas bombillas, la lámpara de Nerst ha producido una cantidad mayor de luz de la que ha producido la bombilla con filamento de carbón.

CAPÍTULO IX

LA FAMILIA DEL CROMO Y EL MANGANESO

357. Generalidades. — Esta familia está compuesta del cromo (*Símb.*, Cr; *P. A.*, 52.1); el molibdeno (*Símb.*, Mo; *P. A.*, 96); el tungsteno (*Símb.*, W *ó* Tu; *P. A.*, 184) y el uranio (*Símb.*, U; *P. A.*, 238.5) los cuales ocupan el lado de la izquierda del sexto grupo del cuadro periódico, mientras que la familia del azufre y el oxígeno ocupan el lado de la derecha de la misma columna. El manganeso (*Símb.*, Mn; *P. A.*, 55) es el metal principal de la familia de la izquierda del séptimo grupo y, por tanto, no pertenece a la familia del cromo, pero tiene tantas propiedades parecidas a la de este elemento, y sus compuestos son tan parecidos a los compuestos del cromo, que se ha creído conveniente considerarlos juntos.

Los cuatro primeros elementos tienen propiedades que los relacionan íntimamente entre sí y con los miembros de la familia de la derecha del mismo grupo.

Dan óxidos de la forma CrO_3, MoO_3, WO_3 y UO_3, que son como el SO_3, anhidridos, y demuestran que los elementos son sextivalentes. También dan ácidos de la forma H_2XO_4, tales como el ácido crómico (H_2CrO_4) que corresponde al ácido sulfúrico, y sus sales se parecen a los sulfatos.

Además de los cromatos, el primer elemento forma dos hidróxidos básicos $Cr(OH)_2$ y $Cr(OH)_3$ de los cuales se derivan muchas sales cromosas y crómicas. El uranio

es el metal más definido y forma bases, pero también forma ácidos. El molibdeno y el tungsteno no forman bases.

El Cromo

358. Estado natural, preparación, propiedades y usos. — El cromo no se encuentra libre en la naturaleza. Su mineral principal es el cromito ferroso $Fe(CrO_2)_2$ que constituye el mineral llamado *cromito*. También se encuentra el cromato de plomo $PbCrO_4$. Aparece también en cantidades pequeñas en algunas rocas verdes, como el mármol italiano, la serpentina y la esmeralda. Donde más se encuentra este metal es en Grecia, Gales del Sur, Turquía y el Canadá. Cromo viene de la palabra griega *Chroma* que significa « color ».

El cromo era un metal raro hasta 1894, fecha en que el químico francés Henri Moissan lo preparó en el hornillo eléctrico. Ahora se le prepara por el método de Goldschmidt que consiste en reducir el óxido con aluminio pulverizado.

El cromo es un metal color de acero, muy duro y muy infusible. No se oxida en el aire, pero cuando se le calienta en oxígeno arde y da el óxido crómico verde (Cr_2O_3). Parece que existe en el estado pasivo y en el activo; éste último no ha sido bien estudiado todavía. Un fragmento hecho por el método de Goldschmidt y sumergido en ácido nítrico resulta pasivo y no desaloja el hidrógeno del ácido clorhídrico, mientras que hecho por el método de Moissan es activo y lo desaloja con facilidad. Sin embargo, cuando se hierve el pasivo con el ácido comienza a reaccionar con él y sigue actuando como si quedara entre el zinc y el cadmio en la serie electromotiva. Si se le saca y se le deja al aire se convierte otra vez en inactivo.

El estaño y el hierro forman con el ácido clorhídrico cloruro estannoso y cloruro ferroso, respectivamente, porque los cloruros superiores, si llegan a estar presentes, son reducidos inmediatamente por el hidrógeno activo o naciente. Por la misma razón se produce el cloruro cromoso y no el cloruro crómico con el ácido clorhídrico.

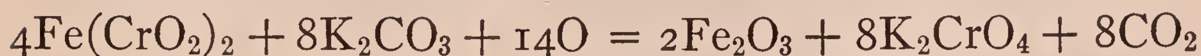
El metal es duro pero puede limársele con facilidad; su gravedad específica es de 6.9. El imán no lo atrae. Sólo se le puede fundir en el hornillo eléctrico y se le usa para endurecer el acero que se desea usar para blindar buques o hacer proyectiles, cajas de caudales y partes de maquinaria que se han de usar para moler cuarzo u otros trabajos fuertes. El acero recibe entonces el nombre de *acero cromo*.

359. Compuestos del cromo. — El cromo forma tres series de compuestos: los cromosos, los crómicos y los cromatos. Los primeros se derivan del óxido cromoso (CrO) y se oxidan con facilidad para convertirse en compuestos crómicos, por lo que se hace muy difícil separarlos y conservarlos. En los compuestos crómicos el cromo actúa como un metal. Estos compuestos se consideran como derivados del óxido crómico (Cr_2O_3), un polvo verde que se prepara calentando el hidróxido crómico $Cr(OH)_3$ y constituye la base de las pinturas verdes que se usan en vidrio y en porcelana. Cuando un compuesto de cromo se calienta con bórax le imparte un color verde a la perla o cuenta de bórax. Esto sucede porque se forma el óxido. El óxido hidratado recibe el hombre de *verde de guignet*. Hay varios hidróxidos crómicos, el principal de los cuales tiene la fórmula $Cr(OH)_3$ y es un sólido azuloso que se forma por la interacción de un compuesto crómico como el alumbre, por ejemplo, y un hidróxido alcalino, un car-

bonato o un sulfuro. El hidróxido crómico que se precipita se redisuelve en un exceso de un hidróxido de potasio o de sodio; es decir, se convierte en un cromito soluble de la misma manera que el hidróxido de alumino forma aluminatos solubles. Se diferencia de las alumitas, sin embargo, en que los cromitos se convierten otra vez en hidróxido crómico cuando se les hierve. Los cromitos pueden considerarse como sales de un ácido cuya composición corresponde a la fórmula $HCrO_2$. Algunas sales crómicas, como el cloruro crómico ($ClCr_3$), el sulfato crómico ($Cr_2(SO_4)_3$) y el sulfato crómico de potasio, llamado también *alumbre cromo*, son sales importantes.

Los cromatos y bicromatos salen teóricamente del trióxido de cromo (CrO_3). Éste es un anhidrido del ácido crómico hipotético (H_2CrO_4). En esta clase de compuestos el cromo actúa como un metaloide exactamente lo mismo que el azufre en el ácido sulfúrico. Cuando se agrega ácido sulfúrico a una solución de bicromato de potasio o cromato de potasio se separa el trióxido de cromo en agujas rojas brillantes y largas. Este óxido es un agente oxidante muy vigoroso.

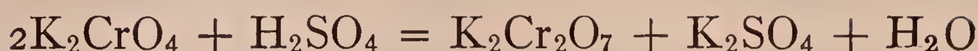
El cromato de potasio (K_2CrO_4) se fabrica de los minerales crómicos de hierro y forma el punto de partida junto con el cromato de sodio para la preparación de los demás compuestos del cromo. El mineral pulverizado se mezcla con potasa y con piedra calcárea y se asa. La piedra calcárea sirve para que la masa sea porosa y el oxígeno del aire tenga acceso a ella. La reacción es como sigue:



$$4Fe(CrO_2)_2 + 8K_2CO_3 + 14O = 2Fe_2O_3 + 8K_2CrO_4 + 8CO_2$$

El cromato de potasio se purifica por recristalización y es un sólido de color amarillo limón muy soluble en agua.

Los ácidos cambian el cromato en bicromato así:



$$2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2Cr_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$$

El cromato de sodio ($Na_2CrO_4.10H_2O$) se hace cuando se usa carbonato de sodio en vez de carbonato de potasio en el proceso que se ha descrito.

Los bicromatos de sodio y de potasio se producen calentando el cromato con ácido como se ha indicado arriba. Se cristalizan cuando el líquido se enfría puesto que son mucho menos solubles que los cromatos. Por eso se pueden obtener en condición más pura de soluciones diluídas. El bicromato de potasio se cristaliza en láminas simétricas anaranjadas y es menos soluble que el cromato. El bicromato de sodio ($Na_2Cr_2O_7.2H_2O$) también forma cristales rojos y es mucho más barato que el de potasio.

Las propiedades de los bicromatos merecen especial atención y pueden enumerarse así:

1ª. Cuando se unen ácido sulfúrico diluído y una solución concentrada de un bicromato o cromato se forma el anhidrido crómico el cual se cristaliza.

2ª. Aun cuando el bicromato no tiene hidrógeno su naturaleza es netamente la de una sal ácida, de la misma manera que el SbOCl no tiene oxhidrilo y es esencialmente una sal básica. Por eso, si agregamos hidróxido de potasio a una solución de bicromato de potasio se reduce a cromato. El color de la solución cambia de rojo a amarillo canario y el cromato se obtiene por evaporación.

3ª. Si agregamos bicromato de potasio a la solución de una sal cuyo metal forma cromatos insolubles se precipita el cromato y no el bicromato.

4ª. Cuando se funden los bicromatos de sodio y de potasio se descomponen en cromato, óxido crómico y oxígeno.

5ª. Cuando se mezclan con ácidos producen una mezcla oxidante sumamente vigorosa, por lo que forman sales crómicas. Con ácido clorhídrico hasta el mismo ácido se oxida.

6ª. Cuando se cubre el papel con gelatina que contenga un cromato o un bicromato y después de seco se le expone a la luz se forma el óxido crómico, por reducción, el cual se combina con la gelatina. Este producto ni se esponja ni se disuelve en agua caliente como resulta con la gelatina pura. Este principio químico sirve de base a muchas reproducciones artísticas. Si la gelatina se ha mezclado con negro humo, una vez seca se le pone encima un negativo y se expone a la luz. Las partes que quedan protegidas por el negativo se disuelven después y queda lo que se llama generalmente un retrato de carbón o en papel carbón. La capa de gelatina puede traspasarse a madera o a cobre antes de lavarla. Cuando se sustituyen materiales de diferentes colores, en vez del negro humo, resultan impresiones en colores hechas por el mismo proceso.

El alumbre cromo ($K_2Cr_2(SO_4)_4.24H_2O$) es un sólido cristalino morado que tiene propiedades muy parecidas a las del alumbre ordinario y se usa de la misma manera.

El cromato de plomo ($PbCrO_4$), conocido también con el nombre de *amarillo cromo*, es un sólido amarillo y brillante que se produce cuando se agrega cromato de potasio a una solución de una sal de plomo. Su precipitación constituye la prueba del plomo divalente. El amarillo cromo se usa en pinturas y se le cambia a cromo rojo o cromo naranja por la acción del hidróxido de sodio.

El Molibdeno, el Tungsteno y el Uranio

Estos tres metales se relacionan íntimamente con el cromo. Muchos de sus compuestos sólo tienen interés científico, aunque algunos de ellos se usan como reactivos analíticos e industriales. El nombre molibdeno se deriva de una palabra griega que significa « plomo ». El molibdato de amonio ($(NH_4)_2MoO_4$) se usa en el laboratorio para determinar la cantidad de fósforo que hay en los abonos del hierro y se usa también en el análisis del agua. El tungsteno se usa para endurecer el acero y el tungstato de sodio sirve para convertir las telas en incombustibles. El elemento deriva su nombre del mineral donde más se le encuentra, llamado Wolfran ($FeWO_4$) que es un tungstato de hierro. Las sales del uranio se usan para dar color al vidrio. Este vidrio tiene la particularidad de verse verde cuando trasmite la luz y amarillo cuando la refleja. El uranio es el punto de partida de la serie de elementos radioactivos que se forman por desintegración, lo cual le ha dado gran importancia en los últimos años.

El Manganeso

360. Estado natural, preparación, propiedades y usos. — El manganeso no se encuentra libre en la naturaleza, pero sus óxidos son abundantes y están grandemente distribuídos. El mineral principal del manganeso es la pirolusita (MnO_2). También existe la braunita (Mn_2O_3), la hausmanita (Mn_3O_4), la magnetita ($MnO_3(OH)$) y el carbonato ($MnCO_3$).

Los minerales del manganeso son muy impuros y su valor depende del tanto por ciento de bióxido de manganeso que contengan. Se producen principalmente en Rusia,

los Estados Unidos, España, India y Brasil; en cantidades más pequeñas se encuentra en Méjico, Perú, Panamá y Chile. Estados Unidos importó durante el año de 1920, unas 192,000 toneladas.

El manganeso se prepara calentando el bióxido de manganeso con carbón vegetal en un hornillo eléctrico o reduciendo el óxido con aluminio pulverizado.

El metal tiene color gris con un tinte rosado; es duro y quebradizo; se oxida al aire y el metal pulverizado descompone el agua hirviente.

Se disuelve en ácidos diluídos. Forma aleaciones metálicas con el hierro, las cuales dan diferentes clases de acero. El manganeso ocupa solo el lado izquierdo del séptimo grupo del cuadro periódico mientras que el lado derecho está ocupado por los halógenos. Nunca es univalente, pero su heptóxido (Mn_2O_7) y el ácido correspondiente, llamado ácido permangánico ($HMnO_4$), están relacionados íntimamente con el heptóxido del cloro y el ácido perclórico ($HClO_4$). El MnO es básico y el Mn_2O_3 lo es también pero con menos intensidad. El MnO_2 es débilmente ácido mientras que el MnO_3 demuestra mayores tendencias a formar ácidos y el anhidrido del ácido permangánico (Mn_2O_7) forma dicho ácido que es muy activo. Los óxidos básicos débiles del manganeso no son ácidos como resulta con casi todos los óxidos que tienen una débil tendencia a formar bases tales como los del zinc, el aluminio y el estaño. Y los que son débilmente ácidos no son a la vez básicos tampoco como resulta generalmente. A causa de esto hay cinco series definidas de compuestos.

361. Compuestos del manganeso. — Las cinco series de compuestos del manganeso son:

1ª. Compuestos manganosos derivados de MnO, tales

como $Mn(OH)_2$, $MnSO_4$, etc., los cuales se parecen a los de los metales de la familia del magnesio. Estos compuestos tienen un tinte rosado.

2ª. Compuestos mangánicos derivados del Mn_2O_3, tales como el $Mn(OH)_3$ y el $Mn_2(SO_4)_3$, los cuales se parecen a las sales del cromo y del aluminio y son menos estables que las del plomo cuadrivalente. Estas sales tienen un color violeta.

3ª. Las manganitas derivadas del MnO_2, tales como el H_2MnO_3 y el $CaMnO_3$.

4ª. Los manganatos derivados del MnO_3, tales como el H_2MnO_4 y el K_2MnO_4, que se parecen a los sulfatos y a los cromatos. El ácido se descompone para formar el ácido superior $HMnO_4$ y el óxido inferior MnO_2. Estas sales tienen un color verde.

5ª. Los permanganatos derivados del Mn_2O_7, tales como el $HMnO_4$ y el $KMnO_4$ que se parecen a los percloratos. Estos compuestos tienen un color rojo purpúreo.

Se notará que el manganeso cambia enteramente su modo de ser cuando cambia de valencia y en cada una de sus series de compuestos se parece a alguna serie de los compuestos de elementos que tienen una valencia igual a la que él ha asumido.

De todos estos compuestos el bióxido de manganeso y el permanganato de potasio son los más importantes. El primero es un magnífico agente catalítico en la preparación del oxígeno y el segundo es un magnífico agente oxidante. Cuando actúa como agente oxidante se conduce de dos maneras. Cuando la solución es ácida y hay además un cuerpo oxidable se forma siempre una sal manganosa en la cual el permanganato se rompe de la manera siguiente: $2KMnO_4 = K_2O + 2MnO + 5O$, lo que demuestra que

cada dos moléculas de permanganato dan 5 átomos de oxígeno para oxidar el cuerpo presente. Cuando se agrega ácido sulfúrico a una solución de permanganto y se pasa anhidrido sulfuroso se obtienen los sulfatos de potasio y de manganeso así como 5 moléculas de ácido sulfúrico y 3 de agua.

Cuando se calienta el permanganato seco se descompone así:



$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + 2O$$

La solución neutral oxida sustancias que son agentes reductores, tales como las sustancies orgánicas inestables que tenemos en la piel, por lo que los dedos se cubren de una capa de bióxido de manganeso cuando se mojan en la solución neutral. Por esta misma razón la solución neutral sirve para destruir organismos pequeños y se usa en medicina bajo el nombre de flúido de Condy. Cuando la sal pulverizada se moja con glicerina la mezcla se inflama.

ÍNDICE ALFABÉTICO

E

F

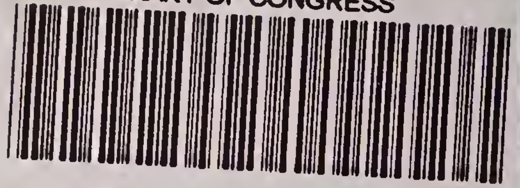
Q

R

S

T

U


LIBRARY OF CONGRESS
0 003 836 279 3